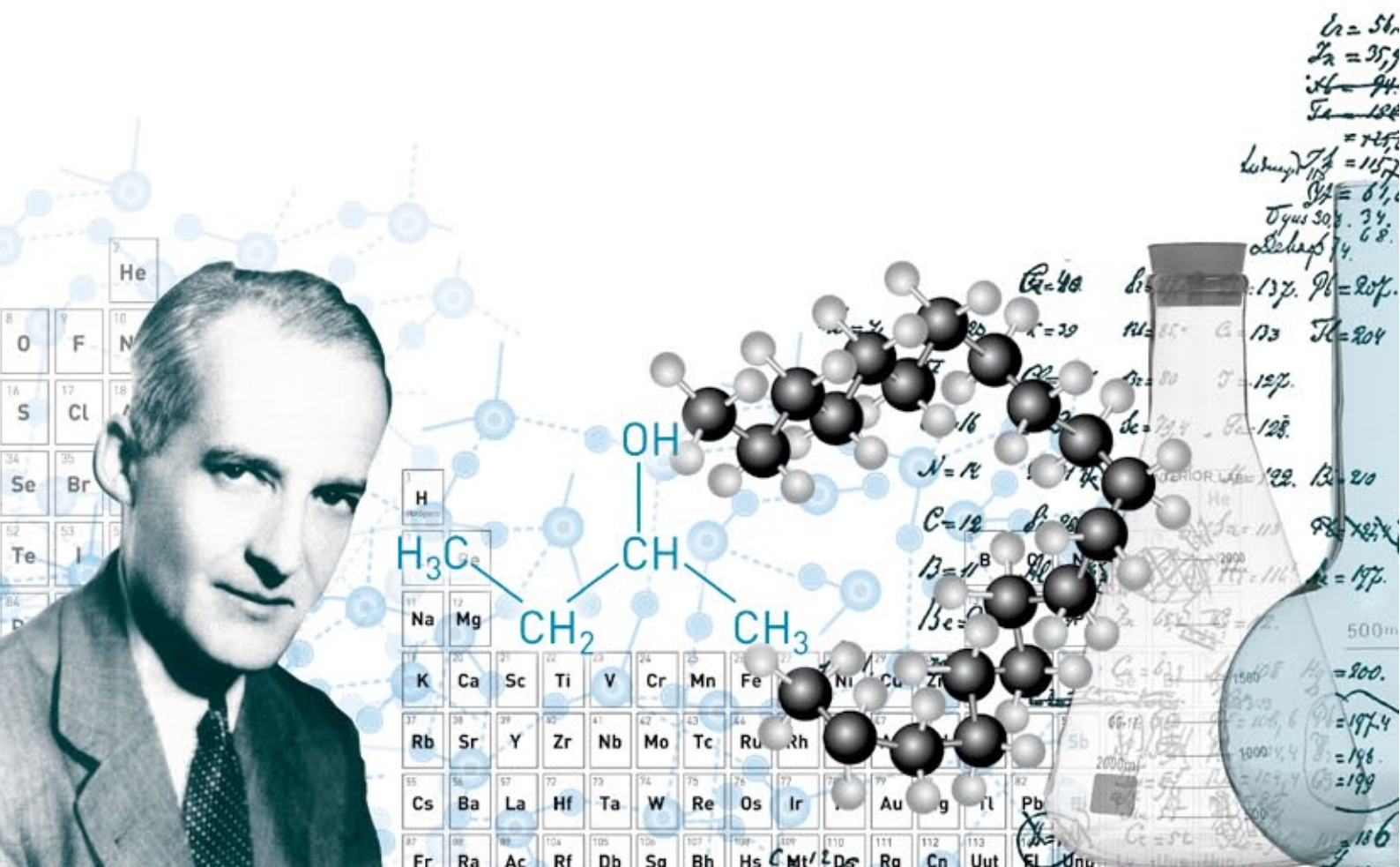


QUÍMICA



Presidencia
de la Nación

Ministerio de
Educación



FINES

Presidenta de la Nación

Dra. Cristina Fernández de Kirchner

Jefe de Gabinete de Ministros

Dr. Aníbal Fernández

Ministro de Educación

Prof. Alberto E. Sileoni

Secretario de Educación

Lic. Jaime Perczyk

Jefe de Gabinete

A.S. Pablo Urquiza

Subsecretario de Equidad y Calidad Educativa

Lic. Gabriel Brener

**Directora Nacional de Fortalecimiento
y Ampliación de Derechos Educativos**

Lic. Luana Volnovich

QUÍMICA



Presidencia
de la Nación

Ministerio de
Educación



FINES

QUÍMICA

Coordinadora Pedagógica de la Dirección Nacional de Fortalecimiento
y Ampliación de Derechos Educativos

Paula Grad

Dirección Nacional de Gestión Educativa

Directora: Delia Méndez

Coordinadora de Áreas Curriculares: Cecilia Cresta

Autoría: Luz Lastres Flores, Dolores Marino, Jorge Marios

Supervisión de contenidos y lectura crítica: Marta Bulwik

Coordinación autoral y lectura pedagógica: Florencia Zyssholtz

Coordinador de Materiales Educativos: Gustavo Bombini

Subcoordinadora: Alicia Serrano

Responsable de publicaciones: Gonzalo Blanco

Edición: Ana María Deprati

Diseño y diagramación: Verónica Codina, Rafael Medel López y Leda Rensin

Producción de archivos históricos: Belén Noceti

Ilustración: Mariano Pais

Cartografía: José Pais

Fotografía: Cristian Delicia

© 2015, Ministerio de Educación de la Nación

Pizzurno 935, CABA

República Argentina

1ª edición: julio de 2015

Hecho el depósito que marca la ley 11.723

Argentina. Ministerio de Educación de la Nación

Química. - 1a ed. - Ciudad Autónoma de Buenos Aires : Ministerio de
Educación de la Nación, 2015.

176 p. : il. ; 29x21 cm.

ISBN 978-950-00-1093-1

1. Enseñanza Media. 2. Educación de Adultos.

CDD 373

Fecha de catalogación: 22/05/2015

QUÍMICA

Estudiante:

ÍNDICE

Presentación	6	Unión metálica y propiedades	
Objetivos	7	derivadas de ella	82
Unidad 1: Química: Un delicado equilibrio entre riesgos y beneficios	9	Las moléculas también interaccionan	85
Introducción	10	Solubilidad: otro ejemplo de la relación estructura-propiedades	87
El mundo que nos rodea	12	Algo acerca de los nombres de las sustancias	89
Primera mirada con ojos de químico	13	Los compuestos de carbono	92
Propiedades y usos	14	Unidad 4: Cambios en el entorno, cambios en nuestro cuerpo...	95
Clasificaciones y criterios	16	Introducción	96
Sistemas materiales	20	La combustión: un cambio químico imprescindible	97
El camino de un material de uso cotidiano	27	El lenguaje simbólico para describir cambios químicos	101
Las soluciones	32	El mol, la unidad para contar partículas	105
Unidad 2: Visión submicroscópica de las sustancias	41	Los cálculos basados en las ecuaciones químicas	108
Introducción	42	Hablemos un poco del petróleo	110
El modelo de partículas	42	Combustión y contaminación	118
Hay que mejorar el modelo	44	Efecto invernadero	119
Un modelo que nos permite avanzar	47	Lluvia ácida	120
Representaciones, símbolos y fórmulas	50	Una oxidación que tratamos de evitar: la corrosión metálica	123
Mirando con más detalle	52	Petróleo para construir. Polímeros y plásticos	124
Algo sobre la historia de los modelos atómicos	53	La relación estructura-propiedades para explicar los múltiples usos de los plásticos ...	129
Algunas propiedades de los átomos	56	Los plásticos y la contaminación	130
Resumiendo	58	Los nuevos materiales y la nanociencia	132
La Tabla Periódica de los elementos	60	Lo natural y lo artificial	134
Los electrones y la periodicidad química	65	Cambios químicos en nuestro organismo	135
Unidad 3: Cómo se puede explicar la relación entre estructura y propiedades	71	Unidad 5: Cinética química: la velocidad de las reacciones	141
Introducción	72	Introducción	142
Los enlaces entre átomos: electrones ganados, perdidos o compartidos	73	La velocidad de una reacción química	143
El enlace iónico: transferencia de electrones, los iones	74	Factores que influyen en la velocidad de una reacción química	144
Propiedades de los compuestos iónicos	76	La reversibilidad de las reacciones químicas ..	146
El enlace covalente, electrones que se comparten	78		
La unión covalente y las propiedades de las sustancias	81		

Equilibrio químico.....	147	Fuerza de ácidos y bases	159
Principio de Le Chatelier	148	Escala de pH.....	160
Aplicaciones del equilibrio químico en la industria.....	149	Reacciones de neutralización en la vida cotidiana y en la industria	162
Unidad 6: Modelos explicativos para reacciones químicas	153	Reacciones de óxido-reducción	163
Introducción.....	154	Procesos redox: transferencia de electrones	163
Ácidos y bases	155	Las pilas: generación de electricidad.....	164
Los ácidos y las bases según el modelo de Arrhenius	157	La corrosión: explicamos el proceso.....	164
Los electrolitos	157	Para finalizar	169
La ionización del agua y el modelo de Brönsted-Lowry.....	158	Bibliografía	170
		Créditos fotográficos	172
		Tabla Periódica de los elementos.....	174

¿CÓMO ES ESTE LIBRO?

A lo largo del módulo Química, usted irá encontrando diversos elementos que lo ayudarán a estudiar, relacionar e integrar los temas que en él se desarrollan. Cada una de estas herramientas didácticas se encuentra destacada mediante un ícono. Los distintos íconos que aparecen en el módulo son:



SABÍA QUE...



MÁS INFO



ACTIVIDAD



RECOMENDACIONES

(de películas, canciones, libros, etc.)



ACTIVIDADES

INTEGRADORAS

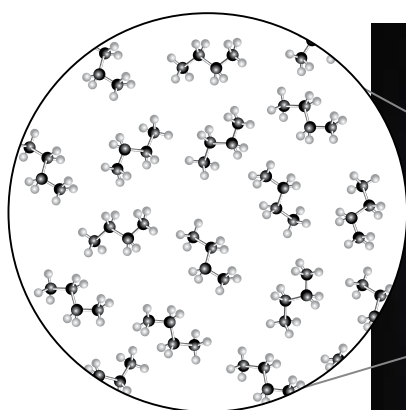
PRESENTACIÓN

Este Módulo tiene como propósito dar a conocer la importancia que la Química, como disciplina científica, tiene en múltiples procesos de la vida cotidiana. Aunque no siempre nos demos cuenta de ello, la Química es hoy, como en un pasado no muy remoto, una protagonista ineludible de nuestras vidas y de las generaciones futuras.

Algunas de las actividades que se desarrollarán en el estudio de este Módulo le permitirán reconocer diferentes propiedades de los materiales de uso cotidiano y las relaciones que, desde la Química, se establece entre la estructura de ellos y sus propiedades; podrá comprender algunos de los cambios químicos que usted utiliza a diario en su casa, otros que se producen en su organismo y el de otros seres vivos o muchos de los que la industria aprovecha para elaborar productos que brinden mejores condiciones de vida. También se harán acercamientos al uso del lenguaje especial que se usa en el campo de la Química.

A lo largo de cada unidad se presentan situaciones problema y al final de cada una se incluyen actividades de integración, para que usted pueda ir constatando sus logros a medida que avanza en el estudio.

Creemos que los conocimientos y habilidades que adquiera lo ayudarán a ser un ciudadano mejor informado, participe de un mundo que cada vez se vuelve más complejo en los aspectos científicos y tecnológicos y le permita reflexionar y estar en condiciones de poder tomar una posición crítica respecto de los riesgos y beneficios que la ciencia, y los que trabajan para su desarrollo, aportan a la humanidad. El Módulo contiene seis Unidades, que deberá ir estudiando en orden sucesivo. La primera lo introduce en el mundo de la Química y le propone mirar de otra forma la realidad que lo rodea. En la segunda Unidad deberá utilizar algunos conocimientos ya elaborados y ampliar el uso de modelos para explicar los hechos descritos en la primera Unidad. Con los contenidos de la tercera Unidad llegará a conocer la forma en que, desde la Química, se estudia la relación entre las propiedades de las sustancias y su estructura íntima. En la cuarta Unidad atenderemos los cambios químicos que se producen a nuestro alrededor, relacionándolos con todo lo aprendido en las Unidades anteriores.



Moléculas de butano
(C_4H_{10})



En la quinta Unidad profundizaremos acerca de los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. La aplicación de ejemplos a nivel industrial, lo llevará a concretar muchas de las ideas que se desarrollarán en ese apartado. Finalmente en la Unidad seis, retomaremos la noción de modelo para explicar algunos fenómenos cotidianos como son los procesos ácido-base y los de óxido-reducción.

Podrá así comprender diversos fenómenos habituales de su vida cotidiana. Esperamos que esa comprensión lo ayude a actuar en forma adecuada para el cuidado del ambiente y de su propio organismo.

Algunas recomendaciones importantes:

- lea cuidadosamente todo el material que le ofrecemos,
- realice las actividades propuestas,
- si se le presentan dudas, consulte con su tutor para que cada tema le quede lo más claro posible antes de seguir adelante.

También puede leer alguno de los textos que figuran en la Bibliografía y en la Webgrafía u otros libros de Química que pueda conseguir, para ampliar las explicaciones que le ofrece este Módulo. En algunos casos, cuando necesite efectuar cálculos, le será muy útil contar con una calculadora.

Y sobre todo, disfrute este maravilloso mundo de pensar en clave Química.

OBJETIVOS

Esperamos que una vez que haya recorrido este Módulo logre:

- Desarrollar actitudes propositivas y críticas hacia la Química, apreciando sus aportes en relación con el progreso de la humanidad y en la resolución de problemas ambientales y de salud.
- Adquirir y utilizar adecuadamente el vocabulario científico al describir objetos o fenómenos observados, así como la simbología propia de la disciplina.
- Observar, experimentar y sacar conclusiones acerca de algunos fenómenos naturales o artificiales, aplicando procedimientos próximos a los de una metodología científica.
- Diferenciar las observaciones y descripciones de los materiales y sus propiedades a nivel macroscópico, microscópico y submicroscópico.
- Realizar cálculos y construir cuadros y gráficos simples con el fin de interpretar o analizar fenómenos.
- Reconocer e interpretar cambios químicos de importancia en la vida cotidiana o la industria.
- Aplicar estrategias personales en el análisis y la resolución de situaciones problemáticas relacionadas con la Química.
- Actuar como ciudadano consciente de la necesidad de cuidar el medio, usando de forma racional los materiales y la energía.

UNIDAD 1

Química: un delicado
equilibrio entre riesgos
y beneficios

INTRODUCCIÓN

En las conversaciones cotidianas puede aparecer la palabra “química” con diferentes connotaciones, no siempre positivas. Por ejemplo, cuando se quiere desvalorizar a un alimento procesado, suele exclamarse “¡esto no es natural... está lleno de químicos!”. Quienes no tienen conocimientos sobre el tema, suelen asociar la palabra “químicos” con las sustancias sintéticas, aquellas que la naturaleza no provee, pero olvidan, o desconocen, que muchas de las sustancias naturales son idénticas a las fabricadas en el laboratorio.

Todo lo que comemos son mezclas de “químicos”, por ejemplo, tanto la leche recién ordeñada como la leche en polvo contienen lactosa, además de otros componentes; la vitamina C de las naranjas es idéntica a la que compramos en la farmacia y a la que contienen los polvos para hacer “jugos”, la sustancia es la misma, ya sea natural o que haya sido obtenida en un laboratorio. Es más, nuestro propio cuerpo es un conjunto enorme de “químicos”, o dicho con más propiedad de **sustancias**, que en su continua transformación hacen posible la vida. Por ende, en el origen de las enfermedades está la química y en su curación también. Pero, aunque usted se cuente entre aquellos que no tienen a priori una imagen negativa acerca de la química o de los que producen el conocimiento de la misma, ¿qué opinaría frente a ciertos hechos controvertidos en los que la química pareciera estar presente? Le presentamos algunos ejemplos, para que piense cuáles son sus opiniones al respecto.



ACTIVIDADES

1. Observe la siguiente imagen, exprese las sensaciones y sentimientos que le despierta y responda las preguntas que se plantean.



- a. ¿Qué actitud tomar cuando se contaminan los océanos por derrames de petróleo de los buques cisterna?
- b. ¿Habría que prohibir el consumo de los combustibles fósiles, como el carbón y el petróleo, o sus derivados, como las naftas o el gasoil? Fundamente su respuesta.

2. Analice las siguientes situaciones y las imágenes que las acompañan.
- a. A lo largo del tiempo la población humana fue en aumento y el ritmo de vida se fue incrementando, también los medios de transporte fueron cambiando hacia opciones más veloces pero que producen más ruido y contaminación ambiental. ¿La celeridad de la vida moderna admitiría la vuelta al uso de la tracción a sangre en los medios de transporte? Justifique su respuesta.



- b. Hace ya unas décadas que se está alertando sobre el calentamiento del planeta (aumento de la temperatura promedio), con el consiguiente derretimiento de los casquetes polares, debido a la acumulación de gases contaminantes provenientes de la actividad industrial. ¿Es posible retornar a la producción artesanal de bienes materiales con una población mundial demandante en continuo crecimiento? Fundamente sus respuestas.



- c. Considerando que la población mundial va en continuo crecimiento y que el uso de fertilizantes permite aumentar la producción de granos, pero teniendo en cuenta también que se cuestiona la forma de uso de algunos de estos productos por sus efectos en la salud, ¿qué posición asumiría usted frente al uso de fertilizantes en la producción agrícola?



- d. Sintetice con una palabra o una frase cada una de las imágenes anteriores.
- e. Establezca relaciones entre las situaciones presentadas.
- f. ¿Piensa usted que existen diversas alternativas aceptables para la resolución de las situaciones planteadas en los ítemes anteriores? Si tiene la oportunidad compare y discuta sus respuestas con las de otras personas.

¿Volveríamos a curar nuestras enfermedades con pócimas de secreta composición, hierbas y conjuros mágicos como en la Edad Media? Aquí posiblemente la toma de posición es menos compleja. Nos consta que el aumento del promedio de vida se debe a la medicina preventiva (uso de vacunas y medios de diagnóstico más precisos), a una mejor alimentación, a la provisión de agua potable y al desarrollo de medicamentos cada vez más específicos y exitosos.

Podríamos seguir dando ejemplos, donde la Química y sus hacedores pueden o parecen ser unas veces el villano y otras el héroe de la película. Al completar el estudio de este Módulo de Química le pediremos que vuelva a dar las respuestas que le parezcan más adecuadas a las preguntas que le hemos planteado y las podrá comparar con las que acaba de dar. Es posible que haya cambiado algunas de sus ideas respecto de ciertos temas que afectan su vida y la de los demás ciudadanos. Muchas veces las opiniones, toma de decisiones o posturas requieren de miradas amplias y flexibles. En la mayoría de las ocasiones se encontrará sorteando el delicado equilibrio entre riesgos y beneficios.

EL MUNDO QUE NOS RODEA

Acabamos de ver algunos ejemplos donde los aportes de la Química se ponen de manifiesto. Esta disciplina científica comparte con otras, como la Física y la Meteorología, el objetivo ético de contribuir a mejorar la vida de las personas. Sin embargo, tiene un lugar casi exclusivo en su intento de explicar el mundo material, ya que él es su objeto de estudio.

Llamamos mundo material a todas las formas en que la **materia** se presenta en nuestro universo. Forman parte de él tanto el aire que respiramos como el agua de ríos y mares, todos los objetos y seres vivos que habitan nuestro planeta.

El estudio minucioso de la composición de la materia que constituye a todos los cuerpos de nuestro mundo lleva a la explicación de sus propiedades y comportamiento. Ese conocimiento nos permite utilizar la materia y sus transformaciones en nuestro beneficio.

Entonces, ¿cuál es el objeto de estudio de la Química? todas las cosas del mundo sensible: el aire, los suelos, los espejos de agua, las plantas, nuestro cuerpo, la ropa que usamos, las viviendas, la computadora, los alimentos, los medicamentos, los fertilizantes, los materiales que constituyen todo lo que nos rodea.

La Química también genera saberes que dan base al desarrollo de conocimientos de gran importancia para la humanidad, como los que posibilitaron conocer el genoma humano o idear formas para comprobar la filiación de las personas, inventar materiales específicos para determinadas necesidades, como el caso de los plásticos conductores de la electricidad.

PRIMERA MIRADA CON OJOS DE QUÍMICO

Si mira a su alrededor notará que está rodeado de diferentes objetos que sirven para su confort, su vestimenta, su alimentación, en fin, su vida. Podríamos decir que estamos rodeados de objetos, que tienen peso, ocupan un lugar en el espacio y están hechos de diferentes tipos de **materia**. Son muchos los **materiales** que se utilizan para fabricar objetos.



ACTIVIDAD

3. Resuelva cada uno de los puntos que se detallan a continuación.
 - a. Haga una lista de por lo menos cinco objetos que lo rodean, indique en cada caso el material o los materiales de que está hecho.
 - b. Analice la lista que acaba de hacer. Señale al lado de cada objeto las características del material o de cada uno de los materiales que lo compone. ¿Por qué esas características le parece que fueron importantes al momento de haberlos elegido en su fabricación?
 - c. Piense en algún objeto empleado en el hogar que esté hecho totalmente con un material o materiales que no hayan pasado por un proceso de elaboración previo a su uso. ¿Le resultó fácil encontrarlo? Reflexione acerca de la disponibilidad actual de materiales naturales en nuestra sociedad, esto es, materiales que utilizamos tal como están en la naturaleza.
 - d. Discuta sus ideas con el profesor tutor.

Las características que acaba de indicar en su lista corresponden a **propiedades** destacables de cada material, que lo diferencian de otros y lo hacen apto para determinados usos.



ACTIVIDAD

4. Lea cada una de las propuestas y responda.
 - a. Hay vasos de diferentes materiales: de vidrio, de metal, de plástico. ¿Cuál será más adecuado para darle a un niño pequeño? ¿Por qué?
 - b. Las toallas están generalmente fabricadas con algodón, un material que absorbe muy bien el agua, ¿sería conveniente cambiar el algodón por el nailon? ¿Por qué? Justifique su respuesta.
 - c. Señale en qué casos le parece que sería mejor usar el nailon. Tenga en cuenta alguna de sus propiedades, como su resistencia al desgaste o al ataque de hongos y polillas o su flexibilidad.

Es probable que en la lista que confeccionó en la Actividad 3 hayan aparecido mencionadas otras propiedades de los diferentes materiales, tales como dureza, elasticidad, brillo u opacidad, flexibilidad o rigidez, etcétera.

PROPIEDADES Y USOS

Todos tenemos en claro que se eligen determinados materiales para ciertos usos, por sus propiedades que los hacen justamente adecuados para esos usos. Las esculturas de hielo que a veces se realizan para adornar, son muy vistosas, pero nadie pensaría en realizar una duradera obra de arte en hielo que quedara a la intemperie en un clima cálido, trataría de usar un material como el mármol o el bronce.



ACTIVIDAD

5. Le enunciaremos a continuación algunas propiedades que pueden aparecer mencionadas al describir ciertos materiales: ductilidad, maleabilidad, viscosidad, densidad, solubilidad, combustibilidad, conductividad eléctrica. Intente explicar claramente, por escrito, a qué se refiere cada una de ellas. Puede encontrar algunas pistas útiles en un diccionario, en alguna página web o en un libro de Química. No se trata de buscar una definición formal y completa sino ir haciendo sucesivas aproximaciones al entendimiento de los conceptos mencionados, ir ampliando y precisando sus significados. Si puede hacerlo, es interesante que comparta estos significados con alguien de su entorno familiar o social. ¡Cuántas veces utilizamos algunos términos cuyo significado no conocemos con certeza!

Las propiedades que acabamos de mencionar, que dependen del tipo de material en estudio, sin tomar en cuenta la cantidad de material disponible, se denominan **propiedades intensivas** o **específicas**. Existen en cambio otras propiedades de los materiales, como la masa, el peso o el volumen que ocupan, que sí dependen de la cantidad de materia que se estudie: son las **propiedades extensivas**.

Propiedades intensivas o específicas:

no dependen de la cantidad de materia que se está estudiando, son características del tipo de material.

Propiedades extensivas: son las que dependen de la cantidad de materia que se está estudiando, no caracterizan al material.

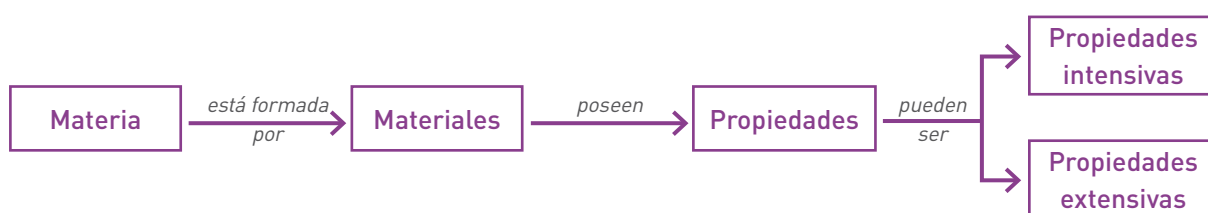


ACTIVIDADES

6. Responda por escrito las siguientes actividades.
 - a. Si necesita seleccionar un material para un uso determinado, ¿qué le resultará más útil, conocer sus propiedades intensivas o extensivas? ¿Por qué?
 - b. Suponga que le muestran dos cubos macizos metálicos muy parecidos, del mismo tamaño y le indican que uno es de aluminio y el otro de plomo. Si tuviera como único dato que el volumen ocupado por cada uno de ellos es de 5 cm^3 , ¿podría señalar cuál es el cubo de plomo?
 - c. El volumen de los cubos es el mismo, ¿qué ocurre con la masa? ¿Por qué? Una ayudita, la densidad (relación entre la masa y el volumen de una porción de materia) es una propiedad intensiva. ¿Cuál de los dos cubos es más liviano? Entonces, ¿la densidad del plomo es mayor o menor que la del aluminio?
7. Identifique según corresponda las propiedades y/o los materiales utilizados en las siguientes situaciones y responda en su cuaderno o carpeta.
 - a. ¿Qué propiedad del vidrio lo hace adecuado para colocar en las ventanas?
 - b. Las grasas no se disuelven en agua, si al arreglar un motor nos hemos manchado la remera con grasa, el agua no será útil para sacar esa mancha, usaremos para ello otros líquidos como la nafta o el aguarrás, que sí disuelven las grasas. ¿Con qué líquido supone que se podría eliminar una mancha de tinta de bolígrafo? ¿En qué propiedad de los diferentes líquidos estamos pensando en cada caso?
 - c. Las latitas de gaseosas o cerveza se fabrican con aluminio. ¿Qué propiedad o propiedades de este material lo hace útil para ese uso?
 - d. ¿De qué material están hechos los cables para instalaciones eléctricas? ¿Con qué material están recubiertos estos cables? ¿Qué propiedad le parece que se aprovecha en cada caso?
 - e. ¿Por qué conviene que las manijas de las cacerolas no sean de metal sino de madera o plástico?



Cuando se van adquiriendo o recuperando conocimientos, resulta conveniente usar alguna forma de organizarlos, por ejemplo esquemas, clasificaciones o redes conceptuales. Vamos a utilizar estas herramientas en diferentes momentos de este Módulo, para que usted pueda luego seleccionar las que le resulten más adecuadas en su forma de estudio. Repasemos un poco los conceptos que han aparecido resaltados hasta este momento: materia, materiales, propiedades, propiedades intensivas y extensivas. Una red puede sintetizar algunas relaciones entre ellos.



CLASIFICACIONES Y CRITERIOS

Cuando tenemos muchos ejemplos de lo que estamos estudiando, en general tratamos de agrupar esos ejemplos de alguna manera para que resulte más sencillo compararlos, relacionarlos, en una palabra estudiarlos. Las diferentes formas en que podemos agruparlos se denominan **clasificaciones**. En cada una utilizamos algún criterio para agrupar los integrantes del conjunto con que trabajamos.



ACTIVIDAD

8. Resuelva las siguientes actividades.
 - a. Suponga que sobre la mesa en que está trabajando tiene varios objetos: un mantel de tela de algodón, lápices de madera, un caño de goma, hojas de papel, un vaso de vidrio, un jarrón de cerámica. Usando como criterio para clasificarlos si los materiales son rígidos o flexibles, complete el siguiente cuadro.

Materiales rígidos	Materiales flexibles
Madera	Tela de algodón

- b. Analice la clasificación que le presentamos a continuación y decida cuál fue el criterio utilizado.

aceite - vinagre - vino - agua	sal - hielo - harina - queso

Trataremos ahora de clasificar los materiales que nos rodean. Como vimos, podemos aplicar diferentes criterios para esta clasificación. Una forma de hacerlo es según su procedencia, es decir si son **artificiales** (sintéticos o manufacturados) o **naturales**, en otras palabras si han sido fabricados o no por el humano a través de diversos procesos artesanales o industriales, más o menos complejos. Hasta fines del siglo XIX (hace un poco más de 100 años), todos los materiales que se utilizaban eran naturales, algunos sin ningún tipo de procesamiento, como la leche, un tronco de árbol o un trozo de oro, otros manufacturados a partir de materias primas naturales, como el queso, el vino, el acero o una tela de seda o de algodón. Actualmente, se siguen utilizando las materias primas que nos suministra la naturaleza, con metodologías cada vez más sofisticadas que mejoran los materiales finales obtenidos, pero también han irrumpido en nuestras vidas los materiales sintéticos, que han desplazado en muchos casos a los naturales.

¿La seda sigue siendo un material muy usado o ha sido reemplazado por las fibras sintéticas? ¿En cuántos casos el material plástico ha desplazado al vidrio como envase para alimentos?

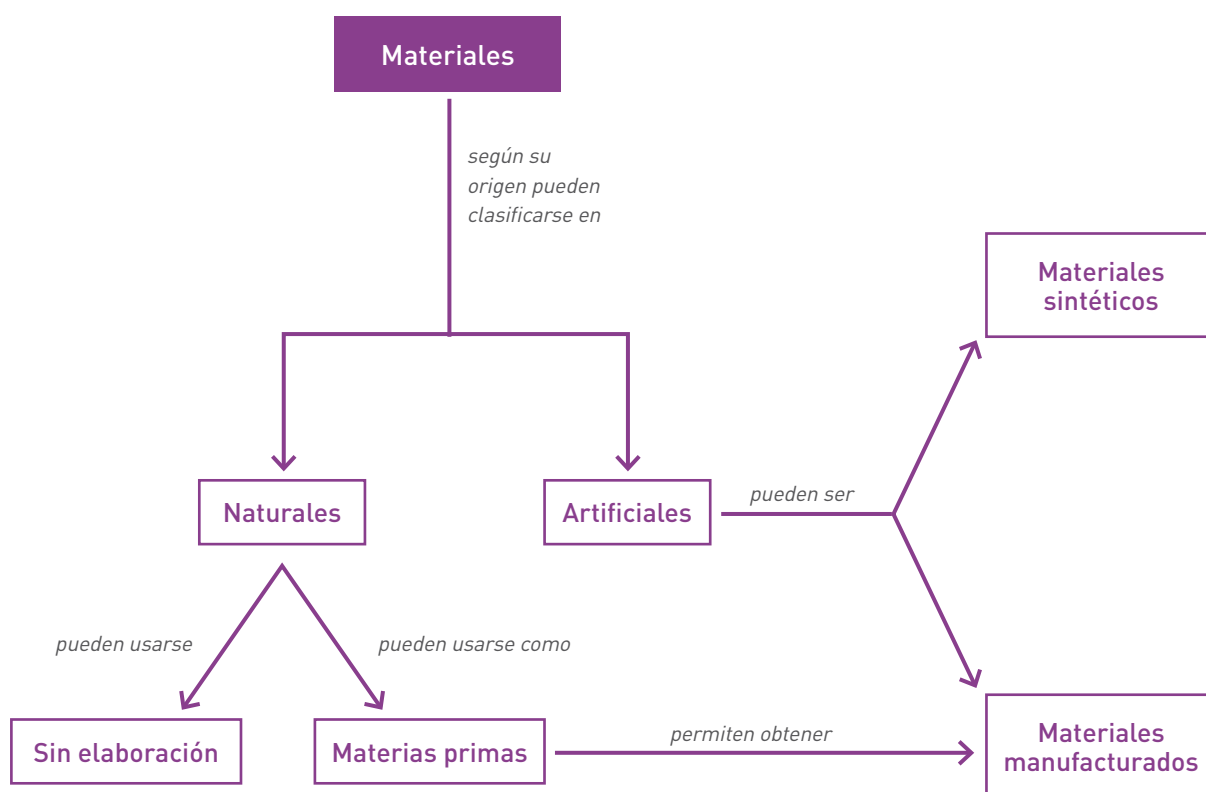
Las levaduras y fermentos son utilizados desde la antigüedad, con ellos se fabricaron vinos, quesos, yogur y tantos otros productos. Actualmente se los sigue utilizando, pero la biotecnología ha avanzado buscando nuevas técnicas para generar nuevos productos, por ejemplo la leche cultivada o la soja transgénica.

Otros ejemplos del uso de materiales sintéticos se encuentran en los deportes, por ejemplo, el tenis. Las raquetas originalmente se fabricaban con madera para el marco y tripa de animales para las cuerdas. Hoy, haciendo un gran salto en esta evolución del uso de los materiales, el marco se fabrica con materiales que poseen fibras de carbono, cerámicas o aleaciones, y para el encordado se utiliza nailon o mezclas de material poliéster en la alta competencia. Además, el uso de estos materiales está al servicio del tipo de golpe que el jugador tenga en su estilo de juego.



ACTIVIDAD

9. Seleccione por lo menos cinco materiales que utilice con frecuencia y clasifíquelos según su origen. Para los materiales manufacturados que haya seleccionado, identifique la materia prima con la que fueron hechos.



ACTIVIDAD

10. Lea el siguiente texto y luego responda las preguntas.

Para la obtención de todos los materiales que utilizamos, el planeta Tierra es siempre, en última instancia, el proveedor de materias primas. Cuando algunos de los materiales que existen en la naturaleza se transforman en útiles para las personas, por efecto de su propia acción y porque aprende a usarlos, son reconocidos como **recursos**. Las comunidades primitivas, formadas por grupos reducidos de personas, usaban pequeñas cantidades de recursos -llamados naturales- tales como árboles, animales, minerales. A medida que aumentaron sus conocimientos y mejoraron sus prácticas en relación con la agricultura, la ganadería, la metalurgia, la medicina, se prolongó la vida de las personas, con lo que aumentó la población... y también sus necesidades. Esto llevó a que cada vez se usaran mayores cantidades de recursos y no siempre de manera cuidadosa.

Como consecuencia, se produjeron alteraciones diversas, por ejemplo en el clima o en la vegetación en todo el planeta. También comenzaron a producirse grandes cantidades de desechos. Los dos procesos: la alteración del medio y la producción de desechos, han generado daños a veces irreparables en el ambiente. Esta situación se ha transformado en preocupación para los defensores de las condiciones de vida de los habitantes del planeta. Se preguntan, como nosotros: ¿serán repuestos por la naturaleza los recursos utilizados? ¿Todos o algunos? ¿En poco o mucho tiempo? ¿Podrán ser reemplazados algunos materiales por otros? ¿Se podría evitar, eliminar o reciclar cierto tipo de basura?

- a. ¿Por qué la palabra “recursos” está destacada?
- b. Relacione esta palabra con por lo menos otras dos que aparecen en el texto.
- c. ¿Se hizo alguna vez las preguntas que aparecen en el texto u otras similares? ¿Se le ocurren algunas respuestas?
- d. ¿Podría proponer algunas ideas relacionadas con estos temas? ¿Cuáles?
- e. Asocie las situaciones planteadas con lo que sucede en el lugar donde vive.



Recuerde registrar todas las respuestas en su carpeta o cuaderno. Los encuentros con el tutor serán momentos muy útiles para socializarlas y discutirlos.



ACTIVIDAD

11. Consiga información y luego resuelva.
 - a. Busque en diarios o revistas algunas noticias que se relacionen con las preguntas anteriores y, si es posible, discútalas con sus amigos o sus compañeros de trabajo, y con su profesor tutor.
 - b. ¿Cuáles de estas situaciones le parecen que se relacionan con la Química? ¿Los conocimientos químicos podrán ayudar a resolver estos problemas? ¿Por qué?

Volvamos a la clasificación de los materiales. Ahora podemos intentar usar otro criterio para clasificarlos. Le proponemos emplear como criterio de clasificación de materiales el estado de agregación (sólido, líquido y gaseoso) en que se encuentran habitualmente. Veamos: ¿cuáles de los materiales mencionados hasta ahora son gases a temperatura ambiente?

Es común no tener en cuenta los gases, dejamos de lado el aire, pese a que es un material indispensable para la vida, sin él ¡no podría mantenerla! Nos fijamos mucho más en los sólidos y en los líquidos.



ACTIVIDAD

12. Mencione cinco ejemplos de materiales:
- Sólidos que utilice habitualmente.
 - Líquidos que tenga a su alrededor.
 - Que habitualmente estén en estado gaseoso. Es probable que cueste un poco esta lista, tenga cuidado de no confundir gases con nieblas (gotitas líquidas en suspensión en un gas) o con humos (partículas sólidas en suspensión en un gas).

Al hablar de los estados de agregación en que se pueden observar los materiales, surge de inmediato el hecho de que se puede producir el cambio de estado de un material determinado. El ejemplo que tenemos continuamente a nuestro alcance es el del agua, que podemos observar a nuestro alrededor en los tres estados: sólido, en los cubitos de hielo que tanto apreciamos en verano o la nieve que en algunos lugares de nuestro país se acumula en invierno; líquido, en la bebida más apreciada para calmar la sed o en la lluvia que nos moja algunos días y gaseoso (vapor de agua) en el aire húmedo que nos agobia en verano, en las zonas cercanas a cursos de agua.

Un error muy común es considerar que las nubes o lo que vemos salir del pico de la pava cuando hierve el agua es vapor. En realidad, se trata de pequeñas gotitas de agua líquida en suspensión en el aire: el vapor de agua es invisible.

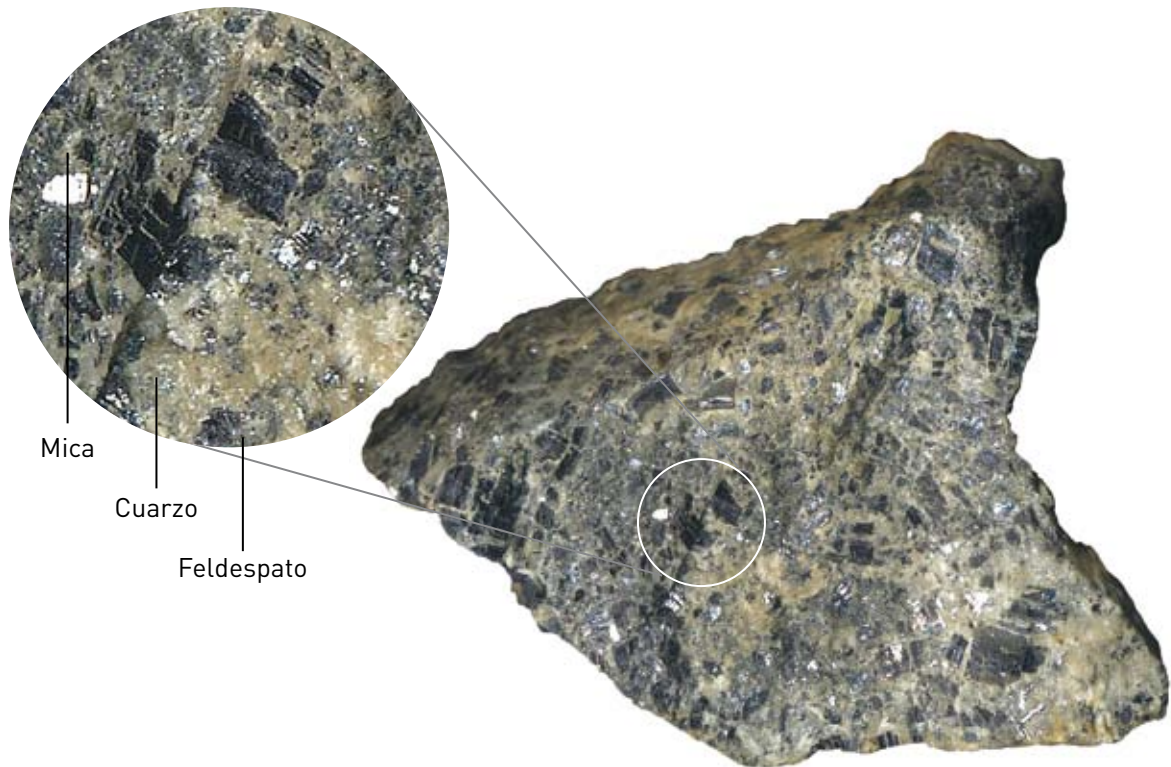


SISTEMAS MATERIALES

Las formas de clasificación que se han analizado hasta aquí, permiten diferenciar algunos materiales, pero en general cuando se necesita describir más detalladamente un cierto material, es preciso mencionar otras propiedades.

Usted ya sabe que las propiedades intensivas son las que le permiten diferenciar un material de otro. Ahora vamos a analizar con más detalle este tema, ya que la mayoría de los materiales que tenemos a nuestro alrededor son en realidad **mezclas** formadas por varios componentes.

Por ejemplo, en un trozo de granito se pueden notar a simple vista trocitos de mica brillante, partes de cuarzo blanco cristalino o semitransparente y regiones opacas y grises de un tercer componente del granito, denominado feldespato.



Es decir que el material que llamamos granito es una mezcla sólida de tres **componentes**. Nos interesa conocer la composición de los materiales que usamos, ya que así podemos evitar riesgos (por la presencia de componentes peligrosos) o mejorar la calidad de un material.

Para estudiar la composición de un material, aislamos (real o imaginariamente) una porción del mismo, por ejemplo, si queremos estudiar la arena contenida en un recipiente, no tenemos en cuenta el recipiente que la contiene.

Llamamos **sistema material** a todo cuerpo o conjunto de cuerpos, cualquiera sea su constitución, elegido para ser estudiado, observado y analizado. Un sistema material siempre tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.



ACTIVIDAD

13. Lea con atención cada punto y responda.
 - a. Analice el sistema formado por un poco de agua con un corcho flotando, y determinen si se trata de un sistema material formado por uno o más componentes. Fundamente su respuesta.
 - b. El agua que se puede recoger al borde de un arroyo, ¿será un sistema material formado por uno o más componentes? Argumente su respuesta.

c. Analice la lista de sistemas materiales que sigue:

- una muestra de suelo del jardín;
- aire;
- tintura de yodo (alcohol yodado);
- una manija de bronce;
- un poco de agua de mar;
- porción de arena de una playa;
- agua de la canilla;
- leche.

¿Cuáles de estos sistemas materiales podría clasificar como mezclas?

Lleve al encuentro de tutoría la resolución de esta actividad.

Seguramente en algunos de los ejemplos dados no tendrá dudas, ya que a simple vista puede apreciar los diferentes componentes del sistema (como en la arena de la playa), que en esos casos se denomina **sistema heterogéneo**, pero en muchos otros casos esto no es así. No todas las mezclas son heterogéneas. ¿Cuál fue su respuesta en el caso del aire? ¿Y con el agua de la canilla, o la manija de bronce? En estos ejemplos no es posible diferenciar a simple vista varios componentes, como tampoco en el caso de la leche. Pero si miramos al microscopio una gota de leche recién ordeñada, veremos pequeñas gotitas de materia grasa flotando en un líquido: ahora podemos afirmar que se trata de un sistema en el que se observan por lo menos dos zonas o partes del sistema con diferentes propiedades a las que denominamos **fases**.

Por lo tanto, podemos decir que fase es cada una de las partes de un sistema heterogéneo que presentan diferentes propiedades intensivas. Un sistema heterogéneo presenta dos o más fases.



Agua pura. Una fase. Si estudiamos distintas porciones podemos verificar que cualquiera de ellas es incolora, hierve a 100 °C, solidifica a 0 °C, no es combustible.



Clavos en agua salada. Dos fases. Cualquier trocito de uno de los clavos será gris, con propiedades magnéticas, brillo metálico; cualquier porción del líquido será incoloro y salado.

Para ponerse de acuerdo con los diferentes sistemas que pueden estudiarse, se ha tomado como límite de observación un tipo especial de microscopio, el ultramicroscopio.

Un sistema en el que no pueden diferenciarse fases al observarlo al ultramicroscopio, se denomina **sistema homogéneo**. Si ahora revisa nuevamente la lista de la Actividad anterior, es probable que pueda diferenciar los sistemas heterogéneos de los homogéneos enumerados en la misma. Pero, ¿los sistemas que ha clasificado como homogéneos están formados por un solo componente, o se trata de mezclas? Analice el caso del agua de la canilla: ¿se trata de agua pura o puede tener algunos componentes disueltos en ella?, ¿qué contiene la tintura de yodo?, ¿y el bronce de la manija?, ¿qué sabe del aire? Las respuestas a estas preguntas nos obligan a diferenciar dos tipos de sistemas homogéneos: las **mezclas homogéneas**, habitualmente llamadas **soluciones**, y las **sustancias**.

En las soluciones están presentes por lo menos dos componentes (sustancias), formando un sistema homogéneo, son mezclas homogéneas, sus componentes no se pueden diferenciar aunque se utilice un ultramicroscopio. Las sustancias son sistemas homogéneos formados por un único componente.

Veamos algunos ejemplos para aclarar este tema: el aire es una mezcla gaseosa que contiene oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, vapor de agua y mínimas cantidades de otros gases. Pero en esta mezcla no es posible observar fases diferentes, ni el ultramicroscopio nos permite diferenciar sus componentes, por lo cual decimos que el aire es una solución gaseosa. Lo mismo sucede en el caso del agua potable que sale de las canillas: se trata de una solución, en este caso líquida, de varias sustancias que están disueltas (mezcladas homogéneamente) en el agua. Si en cambio estudiamos una muestra de agua destilada, encontraremos que contiene solamente agua, en este caso hablamos de una muestra de la sustancia agua.



ACTIVIDAD

14. ¿Es correcto afirmar que el agua contenida en un vaso es un sistema homogéneo mientras que agua con cubitos de hielo es un sistema heterogéneo? ¿Por qué? ¿Cuántas sustancias están presentes en cada caso? ¿Cuántas fases hay en cada caso?

Tratemos de aclarar un poco más el concepto de sustancia: es un material cuyas propiedades intensivas le son características, definidas e invariables, en determinadas condiciones de presión y temperatura.

Cada sustancia posee, entre otras propiedades, determinados valores de:

- densidad: relación masa/volumen,
- punto de ebullición: temperatura a la cual hierve el líquido a presión atmosférica normal,
- punto de fusión: temperatura a la cual funde el sólido o solidifica el líquido a presión atmosférica normal,
- solubilidad en determinados solventes: cantidad máxima de sustancia que puede disolverse en una determinada cantidad de un solvente dado, a determinada temperatura.

Los valores para estas propiedades se denominan **constantes físicas**. Veamos algunos ejemplos:

- El cobre presenta brillo, es buen conductor de la corriente eléctrica, su densidad es de $8,9 \text{ g/cm}^3$, su punto de fusión es de $1.083 \text{ }^\circ\text{C}$, es insoluble en agua.
- A temperatura ambiente la acetona es un líquido incoloro, de olor característico, combustible, que hierve a $56 \text{ }^\circ\text{C}$, solidifica a $-95 \text{ }^\circ\text{C}$, su densidad es $0,8 \text{ g/cm}^3$.

El color, el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad, la dureza, son propiedades observables de las sustancias. Se trata de **propiedades físicas** porque se pueden exhibir, medir y observar sin que se produzca un cambio en la identidad y composición del material. En cambio las **propiedades químicas** sólo se pueden observar en las **reacciones químicas**, es decir cuando el tipo de material cambia. Son propiedades químicas, por ejemplo, ser o no combustible, poder o no participar en una reacción de descomposición, reaccionar o no con determinadas sustancias dando origen a otras.

Cada sustancia tiene un grupo único de propiedades intensivas (físicas y químicas) que permiten reconocerla y distinguirla entre otras, sin importar cómo se haya obtenido esa sustancia ni de dónde provenga.

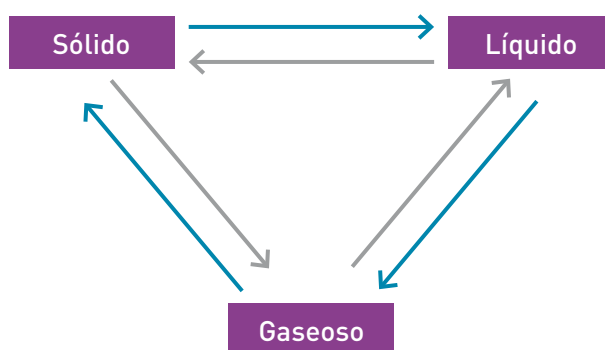
Por ejemplo, la sal pura (cloruro de sodio) que se obtiene de salinas argentinas tiene las mismas propiedades que la proveniente de otros países.

¿Recuerda que ya mencionamos los estados de agregación en que se puede encontrar cualquier material? También mencionamos algunos de los cambios de estado que pueden producirse. Retomemos ese tema por un momento, ya que acabamos de referirnos al punto de fusión y de ebullición de las sustancias.



ACTIVIDAD

15. El gráfico que sigue sintetiza los cambios de estado.



Para repasar este tema, le pedimos que coloque sobre cada flecha el nombre del cambio de estado correspondiente.

Si no los recuerda, puede utilizar la lista que le damos como ayuda:

- vaporización (por evaporación o por ebullición)
- fusión

- licuación o condensación
- solidificación
- sublimación
- volatilización

Otra ayudita más: el pasaje de gas a sólido se denomina sublimación.

La **vaporización** de un líquido puede ser un proceso superficial (**evaporación**) o que involucre a toda la masa líquida (**ebullición**). En este último caso se evidencia la aparición de burbujas que se dirigen hacia la superficie y se desprenden de ella.

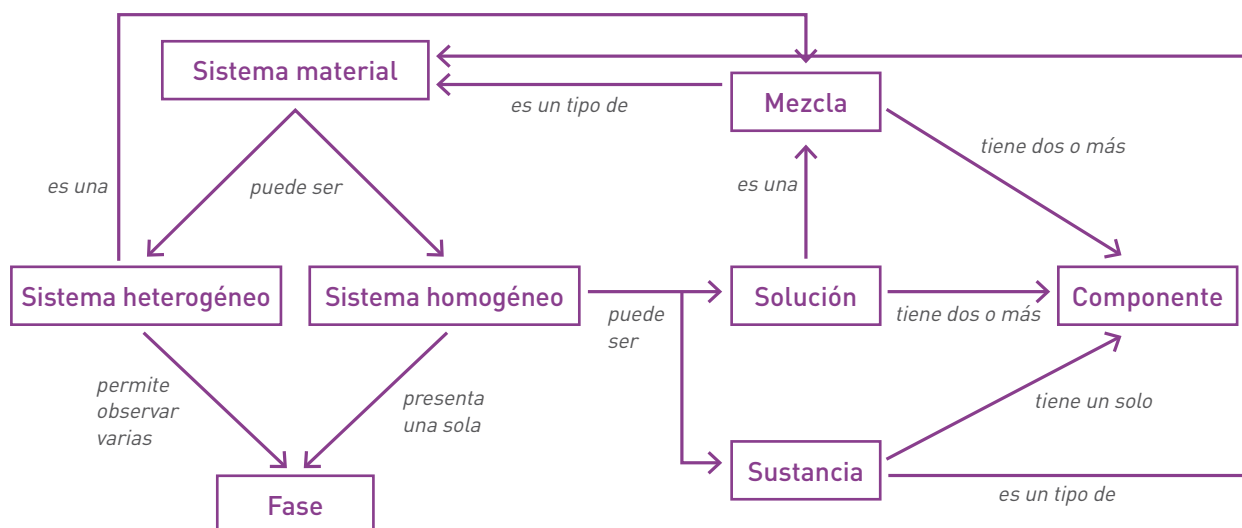


ACTIVIDAD

16. Como estamos trabajando con los cambios de estado, le planteamos una serie de situaciones relacionadas con ellos, para que aplique sus conocimientos.
 - a. ¿Qué cambio de estado se aprovecha cuando tendemos la ropa a secar?
 - b. ¿Por qué tendemos la ropa en lugar de dejarla amontonada?
 - c. ¿Qué sucede con el “hielo seco” que se pone sobre los helados en las conservadoras, al dejarlo al aire? ¿Se observa algún líquido rodeando los trocitos, como ocurre en el caso de los cubitos de hielo? ¿Qué cambio de estado se está produciendo? ¿Por qué se llama hielo seco? El hielo común es agua sólida, averigüe de qué sustancia es el hielo seco.
 - d. En el tanque transparente de los encendedores a gas se observa un líquido. Al abrir la válvula que permite la salida, sale un gas. ¿Qué cambio de estado se ha producido?
 - e. ¿Cuál dura más tiempo, una bolita de naftalina entera o partida? ¿Por qué?
 - f. ¿Qué recipiente, botella o balde, será más adecuado para lograr una rápida evaporación de un determinado volumen de agua? ¿Por qué?

Analice y discuta sus respuestas en el encuentro con el tutor.

Lo invitamos a hacer un alto en el camino, para recapitular. Podemos relacionar los conceptos nuevos que hemos incorporado, en una nueva red. Como ya imaginará al final del tratamiento de este tema le pediremos que reúna todo lo aprendido en una única red, que será una especie de resumen de la Unidad. Le recomendamos que observe bien las características de las redes que le vamos presentando, para que luego le resulte más sencillo elaborarlas. Observe que cada concepto está relacionado con otro u otros, por medio de flechas sobre las cuales está expresada la relación que liga esos conceptos. En una red conceptual se tiene que poder leer una oración correcta empezando en un concepto y terminando en otro, por ejemplo “un sistema material puede ser un sistema heterogéneo” o “mezcla es un tipo de sistema material”.



Podemos sintetizar también los conceptos desarrollados haciendo uso de una tabla de doble entrada. “Doble entrada” significa que superponemos dos criterios de clasificación diferentes, uno en las columnas y otro en las filas. En la siguiente tabla aparecen algunos ejemplos.

Clasificación de sistemas materiales		
Según número de componentes Según número de fases	Sustancia (un componente)	Mezcla (varios componentes)
Sistema homogéneo (una fase)	Ejemplos: hierro, agua, nitrógeno gaseoso, sacarosa (azúcar).	Ejemplos: solución de sal en agua, aire, latón (solución sólida de cinc y cobre).
Sistema heterogéneo (varias fases)	Ejemplos: agua con trozos de hielo, oro en fusión (sólido y líquido en contacto).	Ejemplos: granito, aceite y vinagre.



ACTIVIDAD

17. Le proponemos pensar y luego responder las preguntas.
 - a. El vinagre, ¿es una sustancia o una solución? Una ayudita: hay vinagre blanco, vinagre de manzana, etc. ¿Las propiedades de todos los vinagres son iguales? ¿Tienen el mismo gusto, el mismo color?
 - b. ¿Cuántas fases tiene una solución de azúcar en agua (agua azucarada)? ¿Cuántos componentes posee?
 - c. Una bebida gaseosa, ¿es un sistema homogéneo o heterogéneo? Considere la gaseosa puesta en un vaso y la gaseosa dentro de la botellita cerrada.

El camino de un material de uso cotidiano

Nuestro planeta nos provee de los materiales que necesitamos. Algunos de ellos pueden ser usados tal como se encuentran en la naturaleza, mientras que otros requieren procesos de extracción y elaboración. ¿Qué cambios le ocurren a estos materiales desde que se los extrae de la naturaleza hasta que llegan a nuestras manos? Vamos a seguir el rastro de uno de ellos, la sal, sustancia denominada cloruro de sodio, desde la salina hasta el salero.

En todas las comidas, todos los días, un poquito de cloruro de sodio... es decir un poco de sal de cocina. ¿De dónde proviene la sal que consumimos? El cloruro de sodio -sal común- se encuentra en la naturaleza. En estado sólido aparece formando parte de la corteza terrestre, en salinas y en salares. También se la halla disuelta en el agua de mar.



ACTIVIDAD

18. Observe el mapa en el que están indicados las principales salinas y salares argentinos. Identifique las provincias en las que se encuentran.



Salinas y salares
argentinos.

El cloruro de sodio se encuentra en los yacimientos salinos mezclado con otros materiales, fundamentalmente otras sales, formando una **mezcla heterogénea**. Como puede suponer, para obtener el cloruro de sodio hay que separarlo de los otros materiales que lo acompañan y para ello habrá que aprovechar las propiedades que diferencian a la sal del resto.



Salar de Salinas
Grandes en la
provincia de Jujuy.



ACTIVIDAD

19. Le proponemos una actividad experimental que le permitirá hacer algo parecido a lo que se hace en las salinas.



Suponga que tiene una mezcla de sal y tiza y quiere separarlas. ¿Se le ocurre cómo hacerlo?

Va a necesitar: trocitos o polvo de tiza, sal gruesa o fina, agua, un recipiente transparente resistente al calor, una cuchara, una fuente de calor (mechero o calentador).

Siga el procedimiento.

- Mezcle cantidades similares de sal y de tiza en el recipiente. Así habrá obtenido el sistema heterogéneo con el que va a trabajar.
- Agregue agua y agite con la cuchara. Deje reposar. ¿Qué sucede?
- ¿Cómo explica lo que observa?



Se han producido dos procesos: la **disolución** de la sal y la **sedimentación** de la tiza. Tanto la tiza como la sal siguen estando presentes, sólo que la sal no se ve porque está disuelta en el agua. La identidad de cada uno de los materiales no fue afectada: decimos que se han producido en el sistema **cambios físicos**.

Los materiales que constituían el sistema heterogéneo inicial (la tiza y la sal) tienen distintas propiedades, en particular la solubilidad en agua (la sal se disuelve y la tiza no) y esta diferencia es la que le permitió realizar una primera separación.

Avancemos un poco más: se trata ahora de aislar la tiza del agua salada. ¿Cómo hacerlo? Podría intentarlo por alguno de estos métodos:



Tanto la **decantación** como la **filtración** son métodos mecánicos que se usan para separar una fase sólida de una líquida. En el primer caso lo que hace posible su separación es la diferente densidad de las fases, si la fase sólida es más densa se ubica debajo de la líquida, en caso contrario flota. En la filtración, es la diferencia del tamaño de las partículas de las fases lo que hace posible su separación, las partículas del sólido quedan retenidas mientras que las del líquido pasan a través de los poros del papel o de la tela usada como filtro.

- d. Podemos llegar más lejos. ¿Cómo haría para recuperar la sal que está disuelta en el agua?

Cuando iniciamos esta actividad experimental le habíamos pedido que tuviera a mano una fuente productora de calor. Llegó el momento de utilizarla, y será para separar la sal, por evaporación, del agua. No se requiere que el líquido hierva. Al calentar el proceso será más rápido.

- e. ¿Podría recuperar la sal si no dispusiera de una fuente de calor? En caso afirmativo, ¿qué diferencia notaría?
- f. Averigüe el nombre que recibe el proceso en el que se van formando cristales, en este caso de sal.

Ya había separado la tiza al decantar o filtrar y ahora ha recuperado la sal. Ha logrado así completar la tarea, que podemos sintetizar de la siguiente manera:



En los experimentos realizados hasta aquí se separó la sal –que es soluble en agua–, de la tiza –que no lo es–.



ACTIVIDAD

20. En la vida cotidiana hacemos frecuentemente separaciones basadas en diferencias de solubilidad. Le mostramos una en esta foto. Mencione otras en su carpeta.



Volvamos a la salina. El material que se extrae de la salina es una mezcla de cloruro de sodio e impurezas, algunas solubles y otras insolubles en agua. A este material se le agrega agua. La sal se disuelve mientras que las impurezas insolubles sedimentan y son separadas por decantación. Queda una solución acuosa, agua salada; se trata de un sistema líquido homogéneo. A simple vista no pueden distinguirse sus componentes ni pueden ser separados por filtración. Como recordará, ya hablamos de las soluciones como una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El agua salada obtenida contiene, además de cloruro de sodio, pequeñas cantidades de otras sales disueltas, que son eliminadas antes de continuar el proceso de purificación. El cloruro de sodio disuelto en agua puede ser separado evaporando lentamente el agua, para dar tiempo a la formación de cristales. Este proceso se llama **cristalización**. La sal obtenida por cristalización está húmeda. Se la centrifuga y se la seca con aire caliente.



ACTIVIDADES

21. Repase todo el proceso descrito, desde la salina hasta la cocina. Sintéticelo mediante un esquema y analícelo con su profesor tutor.
22. La sal que consumimos, ¿es cloruro de sodio puro? En verdad no, ya que se le hacen algunos agregados. Haga un listado de otras sustancias que acompañan a la sal que utilizamos en la cocina. Para saberlo, le sugerimos que lea con atención las etiquetas de varias marcas de sal.

Si analiza con cuidado la serie de procesos que llevaron a la sal desde la salina hasta nuestro salero, notará que a partir de un sistema heterogéneo inicial se han ido aplicando métodos de separación de fases, aprovechando diferencias en las propiedades de los componentes de cada sistema.

Disolución, decantación, filtración, evaporación, son procesos en los que se van separando sustancias pero ninguna ha cambiado su identidad. Decimos por ello que todos los cambios producidos son cambios físicos, para diferenciarlos de aquellos que modifican a las sustancias involucradas.

Si calentamos un poco de azúcar, obtendremos caramelo, y si nos descuidamos veremos escapar un poco de niebla (que contiene agua) y tendremos finalmente una masa negra de carbón. Se ha producido otro tipo de cambio, al que denominamos **cambio químico**. La sustancia que teníamos inicialmente se ha descompuesto, dando lugar a la aparición de otras completamente diferentes. Decimos por eso que el azúcar es una **sustancia compuesta**, ya que puede ser descompuesta al calentarla.

Muchas sustancias pueden ser descompuestas, es decir, a partir de ellas se pueden obtener dos o más. Pero hay algunas, como el oxígeno gaseoso, el oro, el carbono, el mercurio, el azufre, que no pueden ser descompuestas: las denominamos **sustancias simples**, a partir de ellas no se pueden obtener otras.

Tratemos ahora de hacer un esquema de relaciones que incluya estos nuevos conceptos.



ACTIVIDAD

23. Elabore una red utilizando los conceptos siguientes: sustancia, sustancia compuesta, sustancia simple, descomposición, cambio químico. No se olvide de colocar sobre cada flecha la relación (el texto) que conecta los dos conceptos unidos por ella.

LAS SOLUCIONES

Partiendo de una mirada a nuestro alrededor hemos estudiado algunos conceptos clave de la Química, los de sustancias simples y sustancias compuestas (o compuestos), ahora seguiremos profundizando un poco más en el estudio de las mezclas de sustancias.

Un tipo de sistemas materiales que encontramos con muchísima frecuencia en nuestra vida cotidiana son las **soluciones**, también llamadas **disoluciones**. Como vimos, se trata de mezclas homogéneas de dos o más sustancias. Tanto las soluciones gaseosas, como las líquidas y las sólidas están presentes continuamente a nuestro alrededor. Si preparamos un poco de mate cocido, después de colarlo tenemos una solución; un anillo de oro 18 quilates es en realidad una solución sólida (también llamada aleación) de cobre y plata en oro: lo de 18 quilates significa que cada 24 partes de material, 18 son oro y el resto corresponde a los otros metales que lo acompañan (el oro puro, por convención, se denomina oro 24 quilates), y así podríamos seguir con los ejemplos. Por eso, vale la pena detenernos un poco en este tipo de sistemas.

Muchas de las soluciones que utilizamos son binarias, esto es, están formadas por dos componentes que denominamos **soluteo** y **solvente**. Llamamos

soluto al componente de la solución que se encuentra en menor proporción y **solvente** al que está en mayor proporción. Así, si analizamos una muestra de agua salada, la sal es el soluto y el agua el solvente. Convencionalmente si el agua es una de los componentes decimos que es una solución acuosa y el agua es el solvente, aunque no esté en mayor proporción.

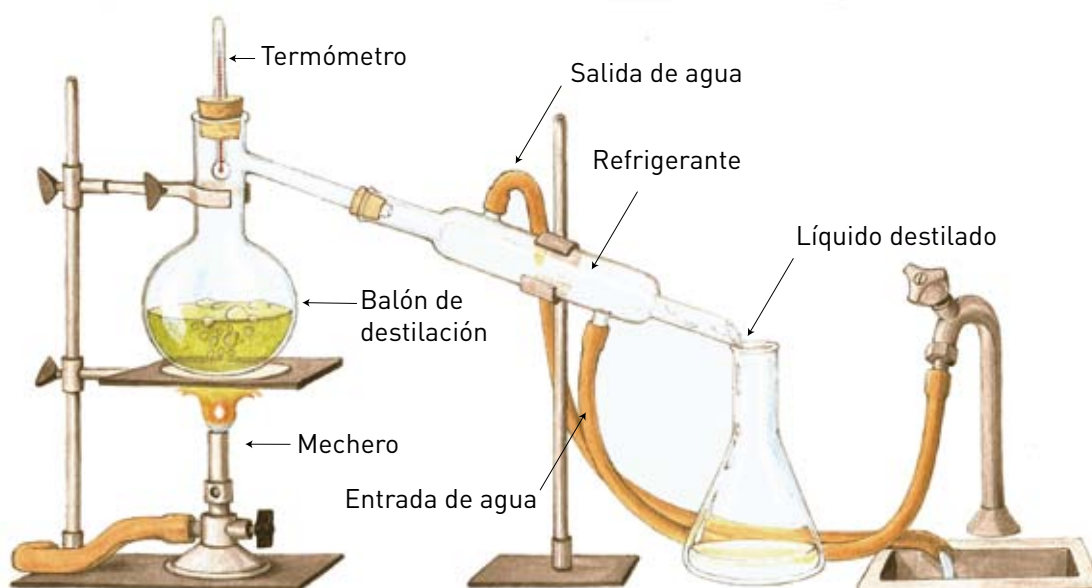


ACTIVIDAD

24. Averigüe cuál es el solvente en las siguientes soluciones: vodka, vinagre, tintura de yodo, plata 900.

Como vimos en páginas anteriores, los componentes de una solución se pueden separar. Los llamados **métodos de fraccionamiento** son los que se utilizan para esta separación y se basan en alguna diferencia en las propiedades de los diferentes componentes del sistema. Uno muy conocido es la **destilación**, que aprovecha la diferencia entre el punto de ebullición del soluto y el del solvente. Por ejemplo, si deseamos separar el agua y la sal de una muestra de agua salada, podríamos pensar, -como en el caso de la salina- en evaporar el agua. Pero en ese caso, perdemos uno de los componentes del sistema, el agua. Para obtener por separado ambos componentes, deberíamos recuperar el agua a medida que se evapora: esto es lo que se logra en una destilación. El aparato que muestra la imagen explica el método usado: el vapor de agua que sale de la solución al calentarla es obligado a pasar por un tubo donde se lo enfría y condensa.

Se produce un doble cambio de estado (vaporización-condensación) y así se obtiene el agua por un lado y la sal queda como residuo en el recipiente donde se colocó inicialmente la solución. Un método basado en el mismo principio, pero en gran escala, permite obtener por ejemplo diferentes combustibles (naftas, gasoil, etc.) a partir del petróleo.





ACTIVIDAD

25. ¿Es posible preparar soluciones diferentes formadas por el mismo soluto y el mismo solvente?
- Prepare dos soluciones, una con una cucharadita de azúcar disuelta en un vaso de agua y otra con tres cucharaditas de azúcar en la misma cantidad de agua.
 - Indique cuál es el soluto y cuál el solvente en cada solución.
 - Señale qué diferencias puede encontrar entre ambas soluciones.
 - ¿La composición de ambas soluciones es la misma? ¿Cuál de las soluciones tiene mayor proporción de soluto (cuál es la más concentrada)?

Aparte del sabor, que por supuesto será diferente, decimos que estas soluciones tienen distinta **concentración**, entendiendo por tal la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solvente. Así, podemos diferenciar soluciones que, para una determinada cantidad de solvente tienen poco soluto, **soluciones diluidas**, de las que tienen mayor cantidad de soluto, **soluciones concentradas**.



ACTIVIDAD

26. Realice la siguiente actividad y luego responda las preguntas.
- Intente agregar a un vaso de agua 1, 2, 3,... cucharadas de azúcar, revolviendo bien luego de cada agregado.
 - Anote sus observaciones.
 - Repita la prueba utilizando sal en lugar de azúcar.
 - ¿Es posible agregar cualquier cantidad de soluto a una determinada cantidad de solvente?
 - ¿Hay alguna diferencia entre lo que observa con el soluto azúcar y el soluto sal? ¿Cuál?

Las soluciones que no admiten mayor cantidad de soluto, sino que éste queda en el fondo sin disolver, se denominan **soluciones saturadas**. Observe que el sistema homogéneo que tenía inicialmente, sólo agua, siguió siendo homogéneo mientras pasaba a ser una solución diluida y luego concentrada, pero finalmente llegó a un punto en que se transformó en un sistema heterogéneo: las dos fases presentes son la solución saturada y el resto de sólido que no se disolvió.

Cuando se desea informar de un modo más preciso la composición de una solución, se expresa su **concentración** en forma numérica. Por ejemplo, si se disuelven 20 gramos de sal en un recipiente que contiene 80 gramos de agua, se obtienen 100 gramos de agua salada. Para indicar la composición de este sistema, decimos que se trata de una solución de sal en agua de concentración 20 % en masa, con lo cual indicamos que el 20 % de la masa total del sistema es sal. Tengan en cuenta que la masa total del sistema será la suma de las masas de sus componentes, pero el volumen final puede ser algo diferente de la suma de los volúmenes utilizados.



ACTIVIDAD

27. Sintetice por medio de una red o esquema los conceptos que hemos presentado acerca del tema soluciones.



Repasemos las unidades que se usan habitualmente para expresar masas y volúmenes, sus múltiplos y submúltiplos y las formas de pasar de unos a otros, por ejemplo de litros a mililitros, de gramos a kilogramo.

Unidad de masa el kilogramo, kg (el símbolo de las unidades no llevan punto final).

Submúltiplo más usado: gramo, g ($1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$).

Otro submúltiplo usado: miligramo, mg ($1 \text{ mg} = 0,001 \text{ g}$).

Unidad de volumen, el metro cúbico, m^3 .

Submúltiplo muy usado, centímetro cúbico, cm^3 ($1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ cm}^3$).

Habitualmente se usan también como medidas de volumen el litro, L y el mililitro, mL ($1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ mL}$).

Unidad de densidad usada habitualmente: g/cm^3 , es decir la masa en gramos de sistema que ocupa un volumen de 1 cm^3 . En el caso del agua, uno de los solventes más comunes, su densidad a temperatura ambiente es aproximadamente igual a 1 g/cm^3 , es decir que 1 gramo de agua ocupa un volumen de 1 cm^3 .



ACTIVIDAD

28. Si un recipiente contiene 300 g de solución de sal en agua con una concentración del 12 % en masa, lo que significa 12 g de sal por cada 100 g de solución, ¿qué cantidad de sal está disuelta en ese recipiente?

También puede expresarse la concentración de una solución, indicando la masa de soluto presente en determinado volumen de solución, generalmente 100 mL o cm^3 (recuerde que $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$). Por ejemplo, si tenemos disueltos 15 g de soluto en 150 mL de solución, diremos que la concentración de esta solución es 10 % m/V. El cálculo correspondiente es:

150 mL de solución _____ 15 g de soluto

100 mL de solución _____ $x = 15 \text{ g} \times 100 \text{ mL} / 150 \text{ mL}$

10 g de soluto en 100 mL de solución, o **10 % m/V**



Al indicar la concentración de una solución, estamos indicando la proporción de soluto y solvente o de soluto y solución, o sea que estamos caracterizando a esa solución independientemente de la cantidad de la misma que en un momento dado usemos. La concentración de una solución es una propiedad intensiva.



ACTIVIDAD

29. Veamos una aplicación de lo que estamos estudiando. Para preparar aceitunas para consumir, hay que quitarles el sabor amargo, lo que se puede hacer añadiendo sosa en polvo (hidróxido de sodio) al agua en la que se encuentran las aceitunas. Normalmente se añade 1 kilogramo de sosa por cada 3 litros de agua (cuya masa es de 3 kg, ya que la densidad del agua es 1 g/mL). Se obtienen así 4 kg de solución, y se determina experimentalmente que la densidad de esta solución es 1,25 g/mL.
- Calcule qué volumen de solución se obtiene.
(Recuerde que densidad = masa/volumen, o sea, 1,25 g de solución ocupan un volumen de 1 mL).
 - ¿Cuál será la concentración de esa solución expresada en gramos de soluto disueltos en cada litro de solución?
 - ¿Cuál será la concentración expresada en % en masa? ¿Qué cantidad de sal está disuelta en ese recipiente?
 - Si separamos un cucharón (100 mL) de esa solución. ¿Cuál será la concentración de la sosa en el líquido del cucharón?
 - ¿Cuántos gramos de sosa habrá en el líquido de ese cucharón? Consulte sus respuestas con el profesor tutor.

Los conocimientos acerca de la concentración de soluciones le pueden ser útiles en diferentes aspectos de su vida diaria. Por ejemplo, las etiquetas de muchos productos que compramos habitualmente, traen información acerca de su composición. Si se trata de soluciones, por ejemplo una bebida alcohólica, suele venir indicada la concentración de alcohol que presenta.



ACTIVIDAD

30. Una cerveza fuerte señala en la etiqueta "concentración alcohólica: 6 % en volumen".
- ¿Qué significa ese dato?
 - Si bebe el contenido de una botella de esta cerveza, es decir 750 mL, ¿qué volumen de alcohol ha ingerido?

El cuadro que sigue informa sobre el porcentaje de alcohol en diferentes bebidas:

Bebida	% de alcohol (en volumen)	Forma de obtención
Cerveza	4	Fermentación de cebada.
Vino	10	Fermentación de azúcar del jugo de uva.
Jerez	20	Vino con agregado de alcohol.
Whisky	40	Destilación del líquido producto de fermentación de cebada.
Gin	40	Destilación del líquido producto de fermentación de trigo o maíz.
Coñac	40	Destilación de vino.

Como indica el cuadro, diferentes bebidas contienen distinta proporción de alcohol. Pero no hay que olvidar que el volumen de bebida es tan importante como el porcentaje de alcohol que tiene. Tenga en cuenta los siguientes datos acerca de la cantidad de bebida que contienen diferentes recipientes usados habitualmente:

- Un balón de cerveza: 285 mL
- Una copa de vino: 125 mL
- Una copita de jerez: 50 mL
- Una medida de whisky: 25 mL



ACTIVIDAD

31. Lea atentamente cada una de las propuestas y responda.

- Compare el porcentaje de alcohol de las bebidas según la forma de preparación (fermentación/destilación).
- Utilice los datos de la tabla anterior y el contenido de diferentes vasos de bebida para determinar en qué caso se ingiere más alcohol.
- ¿Qué conclusiones obtiene de sus resultados?

A lo largo de los temas desarrollados en esta Unidad hemos presentado una serie de conceptos que seguiremos empleando en el resto del Módulo, ya que forman la base sobre la que se construye el conocimiento de esta disciplina.



ACTIVIDADES INTEGRADORAS

32. Sobre la superficie terrestre, el agua dulce es del 3 % del total, el resto se encuentra en los polos y glaciares. Sólo el 1 % de ese porcentaje se potabiliza, se hace apta para el consumo humano y es nuestra principal fuente de abastecimiento. Durante el proceso de potabilización del agua se pueden distinguir los siguientes pasos.



Una vez que el agua llega a la planta potabilizadora, en la etapa 3, se le agrega un coagulante que hace que las partículas de arcilla, que están en suspensión, se unan formando partículas de mayor tamaño llamadas blocs o flóculos. El agua avanza lentamente al paso siguiente, los flocs precipitan por gravedad,

dejando el líquido prácticamente libre de sólidos en la superficie y en suspensión. Luego permanece varias horas en reposo en los decantadores.

En el paso 5, el agua atraviesa una serie de capas que retienen partículas que han escapado en etapas anteriores. A continuación, se adiciona cloro que actúa como desinfectante eliminando bacterias y dejando el agua en condiciones aptas para ser consumida, es decir, potable. Finalmente se agrega cal para contrarrestar el aumento de la acidez por el agregado del coagulante y del cloro.

El último paso es el envío del agua potable mediante una compleja red de cañerías de 4,6 m de diámetro que la conducen por gravedad hasta las estaciones de distribución.

- ¿En cuáles etapas del proceso se trabaja con sistemas heterogéneos y en cuáles con sistemas homogéneos?
- Distinga fenómenos físicos de químicos en las distintas etapas del proceso de potabilización del agua. Reúna esa información en un cuadro de doble entrada.
- En dos etapas del proceso de potabilización del agua se mencionan métodos que se estudiaron en esta Unidad. Nómbralos. Dé un ejemplo de un sistema material cotidiano, en donde se los utilice para separar sus fases.
- En la actualidad, aproximadamente 1.200 millones (1.200.000.000) de personas en el mundo no disponen de un adecuado acceso al agua potable. ¿Considera que este servicio tendría que ser prioridad de cualquier gobierno? ¿Por qué?
- ¿En su casa consumen agua potable? En caso afirmativo averigüe dónde se potabiliza.



Le recomendamos visitar esta página Web, encontrará más información acerca del proceso de potabilización y distribución de agua potable.

www.aysa.com.ar

[Consultada en marzo de 2015]

33. Lucía y Pedro están en la playa. Es un día de mucho calor y ambos tienen una botella de agua mineral en la mano en la que se puede leer esta etiqueta:



AGUA MINERAL NATURAL DE MINERALIZACIÓN DÉBIL	
COMPOSICIÓN QUÍMICA (en mg/L)	
Residuo seco a 180°	319
Bicarbonatos (HCO_3^-)	259
Sulfatos (SO_4^{2-})	38,8
Cloruro (Cl^-)	16,7
Nitratos (NO_3^-)	11,1
Calcio (Ca^{2+})	59,3
Magnesio (Mg^{2+})	17,4
Sodio (Na^+)	30,3
Sílice (SiO_2)	16,1
Potasio (K^+)	2,6

- ¿Qué tipo de sistema es el contenido de lo que toman?
- Calcule el % m/V de sulfatos disueltos en el agua mineral.
- ¿En qué volumen de esa agua hay 5 mg de cationes sodio (Na^+)?
- La composición del agua mineral, ¿es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué?
- El agua mineral, ¿es agua pura? ¿Por qué?
- ¿Se puede obtener agua pura a partir del agua mineralizada? ¿Por qué? ¿Cómo?

34. A Lucía también le llaman la atención todos los colores que pudo detectar en la arena cuando pensativa se quedó mirándola. El mar está revuelto, se ve algo marrón, sin embargo el agua que juntaron en un balde parece transparente. Ahora, ella y Pedro están tomando sol y sobre sus trajes de baño se detectan unas manchitas blancas, Pedro también lo observa sobre su piel bronceada. Responda las siguientes preguntas:

- Si consideramos como sistema material un puñado de la arena de la playa, ¿es un sistema homogéneo o heterogéneo? ¿Por qué?
- ¿Por qué el mar se ve marrón? ¿Qué fenómeno ocurrió en el balde para que el agua se observe aparentemente transparente?
- ¿Qué sucedió sobre los trajes de baño y la piel de Pedro?

35. En la gastronomía molecular o cocina de vanguardia, se estudian las propiedades físicas y químicas de los materiales, con el fin de aplicar ciertos procesos y generar una transformación específica. Por ejemplo, se usa el nitrógeno para enfriar, congelar o almacenar productos alimenticios.

En este tipo de cocina, se lo utiliza en la fabricación de helados. La congelación instantánea de la crema se obtiene usando nitrógeno en estado líquido a -198°C . Se elimina así un porcentaje altísimo de hielo; dejando un producto final suave, cremoso y sabroso, y a temperatura ambiente, el nitrógeno no deja rastros. Esa propiedad permite enfriar los alimentos de forma inmediata, sin tener que recurrir a otros métodos que requieren de muchas más horas, ni afectar el sabor de la preparación.

- ¿Por qué usando nitrógeno líquido se elaboran helados cremosos en muy pocos minutos?
- ¿Por qué a temperatura ambiente el nitrógeno “no deja rastros”?

UNIDAD 2

Visión submicroscópica de las sustancias

INTRODUCCIÓN

Partiendo de la mirada a nuestro alrededor, hemos llegado a algunos conceptos de Química, como el de sustancias simples y compuestas. Pero hasta ahora no hemos intentado explicar el por qué de los cambios que se pueden observar o las propiedades de los diferentes sistemas que nos rodean.

¿Por qué el agua sólida (hielo) funde a 0 °C y en cambio tenemos que llegar a 327 °C para que funda un trozo de plomo? ¿Por qué el alcohol se mezcla con el agua formando un sistema homogéneo, pero el aceite y el vinagre no? ¿Por qué algunas sustancias se descomponen y otras no?

EL MODELO DE PARTÍCULAS

Preguntas como las anteriores han llevado a buscar respuestas tomando en cuenta cómo está formada la materia, es decir tratando de imaginar **modelos** que permitan explicar los hechos que se observan. Los modelos son esquemas simplificados que representan algún aspecto de la realidad, para tratar de comprenderlo y explicarlo. Se trata de lo que podríamos denominar una mirada a nivel submicroscópico, ya que trataremos de ir, con la imaginación, mucho más allá de lo que permiten ver los aparatos más sofisticados.

Hagamos una primera aproximación al mundo submicroscópico, con un **modelo de partículas**.

Nos alejaremos del mundo que nos rodea, que podemos ver, tocar, modificar, para “viajar” con la imaginación al interior de las cosas.

Las ideas que pondremos en juego en este primer viaje son muy sencillas:

- La materia está formada por partículas.
- Las partículas son infinitamente pequeñas.
- Existen fuerzas de interacción entre estas partículas.

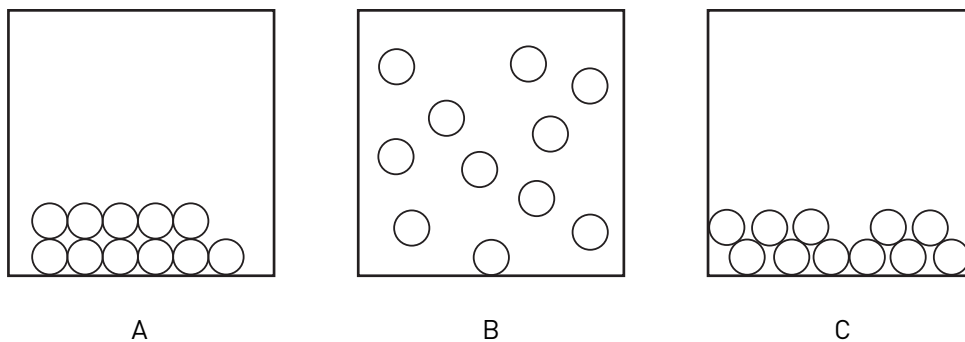
Con el modelo propuesto pretendemos explicar los diferentes conceptos que se desarrollaron en los puntos anteriores.



ACTIVIDAD

1. ¿Cómo interpretamos con este modelo los sistemas que hemos estado analizando?

Si representamos las partículas que forman una porción de materia con pequeños círculos o puntos:



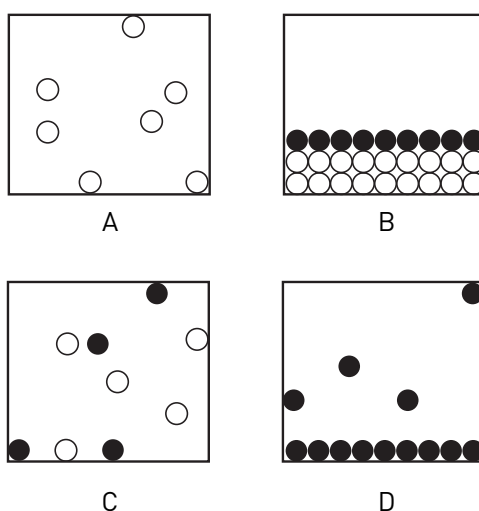
- a. ¿Cuál de estos esquemas le parece que representaría mejor a un sólido, es decir un material que mantiene su forma y que no se puede comprimir?
- b. ¿Cuál correspondería a un gas, que ocupa todo el espacio disponible?

Se pueden explicar las características de un sólido usando la idea presentada en el modelo acerca de las fuerzas de atracción, que pueden aparecer entre las partículas: si son intensas, hacen que las partículas se mantengan muy cerca unas de otras, con lo cual el sólido mantiene su forma. En el caso del gas, por el contrario, se puede pensar que las fuerzas de atracción son débiles, por lo que las partículas pueden estar alejadas unas de otras.



ACTIVIDAD

2. Lea atentamente las siguientes consignas y resuelva.
 - a. Analice los diagramas que siguen y determine cuál o cuáles representan a un sistema heterogéneo. (● y ○ representan partículas submicroscópicas).



- b. ¿Alguno/s de los diagramas anteriores podría representar una sustancia?
¿Cuál/cuáles?, ¿por qué?
- c. Intente representar en un diagrama como los anteriores una solución líquida de un soluto cuyas partículas son ● en el solvente cuyas partículas son ○.

Hay que mejorar el modelo

El modelo de partículas nos ayudó a dar explicaciones sobre ciertos aspectos de algunos conceptos que se definieron al observar el mundo macroscópico. Pero algunas preguntas todavía quedan sin respuesta. Por ejemplo, ¿cómo se explican los cambios de estado?, ¿por qué al calentar agua líquida, hierve?, ¿por qué se debe calentar mucho más para que hierva una misma cantidad de aceite?

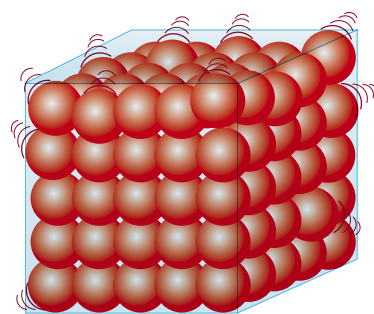
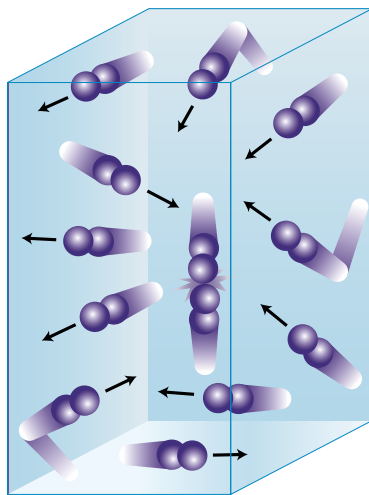
Si usted entra a una habitación donde se encuentra una persona que se ha perfumado, puede darse cuenta de ello en seguida, ¿por qué? ¿Cómo llega a su nariz el olor del perfume que se puso la persona sobre la piel?

Cuando un modelo que se ha estado usando con éxito no nos permite explicar algunas observaciones, debemos modificarlo o eventualmente cambiarlo por otro que dé cuenta de esas observaciones. En el caso del modelo de partículas, se hace necesario un agregado para poder responder a las preguntas anteriores. La nueva idea consiste en considerar que las partículas que forman la materia están en **movimiento**; decimos que poseen energía cinética o energía de movimiento.

Las características de su movimiento y la cantidad de energía cinética que poseen, depende de la temperatura a la que se encuentre el sistema y de su estado de agregación.

En un sólido, las partículas que forman el material solamente vibran, no pueden desplazarse, por eso el sólido mantiene su forma, pero a mayor temperatura, si es calentado, las partículas adquieren mayor energía. Llega un momento en que su energía cinética es suficiente para que se trasladen, alejándose unas de otras, se produce, entonces, el cambio de estado de sólido a líquido. Si continuamos calentando el sistema, podrá aumentar la energía cinética de las partículas, que se separan aún más, tienen mayor libertad de movimiento y se trasladan por todo el espacio disponible, hasta que ocupan todo el recipiente que las contiene: el material está ahora al estado gaseoso.

El modelo de partículas para el estado gaseoso.



El modelo de partículas para el estado sólido.



El **modelo cinético corpuscular**, esto es, la materia formada por partículas o corpúsculos en movimiento, nos da una imagen submicroscópica de la misma. Se basa en considerar que la materia es discontinua, es decir, que está formada por partículas y que entre ellas no hay materia, es espacio vacío.

Veamos si este modelo es útil para explicar otras observaciones del mundo macroscópico que tenemos a nuestro alrededor. Recordemos que los modelos son solamente esquemas simplificados de la realidad, representaciones propuestas para explicarla.



ACTIVIDADES

3. Realice la siguiente actividad paso a paso.
 - a. Ponga en un vaso un poco de agua caliente, en otro agua fría y luego coloque cuidadosamente en cada uno una gota de tinta de un cartucho de lapicera.
 - b. Observe durante algunos minutos.
 - c. Describa lo que sucede. ¿Qué nota?
 - d. ¿Cómo explica lo que está sucediendo?

Consulte y comparta sus respuestas en el encuentro de tutoría.



4. Explique, usando el modelo de partículas modificado (modelo cinético corpuscular), por qué explota un globo inflado con aire si se lo acerca a una fuente de calor, sin quemarlo.



ACTIVIDADES

5. Consiga una jeringa y realice la siguiente experiencia.

- Llene con aire la jeringa y luego tape con un dedo el orificio de salida.
- ¿Puede empujar el émbolo hacia adentro?
- ¿Sucede algo similar si la jeringa contiene agua?
- ¿Cómo explica las diferencias que pudo observar?



6. Utilice el modelo de partículas para explicar qué procesos deben ocurrir para que se huela el perfume a cierta distancia de la persona que se lo puso.



7. El aluminio funde a $660\text{ }^{\circ}\text{C}$, en cambio el hierro recién lo hace a $1.539\text{ }^{\circ}\text{C}$. Discuta, con sus compañeros y su tutor, si puede explicar estos hechos con el modelo que estamos utilizando.

El modelo cinético corpuscular que estamos usando nos sirvió para explicar una serie de observaciones del mundo que nos rodea, pero sigue habiendo preguntas para responder.

¿Son diferentes las partículas de agua, de las partículas de alcohol o las de hierro? ¿Por qué las diferentes sustancias tienen distintas propiedades intensivas, tanto físicas como químicas? ¿Por qué algunas sustancias se descomponen y otras no?

Es evidente que con el modelo de partículas, tal como lo venimos utilizando, no podemos responder a estas preguntas, tampoco explicar la diferencia entre sustancias simples y compuestas.

Un modelo que nos permite avanzar

Algunas respuestas a preguntas del tipo mencionado se obtienen con el **modelo atómico-molecular** que utiliza las ideas de John Dalton (principios del siglo XIX) sobre la existencia de **átomos** como componentes últimos de todas las sustancias y que Amedeo Avogadro las amplía al definir las **moléculas** como combinaciones de átomos iguales o diferentes, que son, en muchos casos, las “**partículas**” del modelo anterior. Repasemos las principales ideas de este modelo.

- Todos los materiales están formados por partículas indivisibles e indestructibles, llamadas átomos.
- Los átomos se diferencian unos de otros por sus propiedades, en particular por su masa. Átomos iguales, de igual masa, corresponden al mismo elemento.
- Las sustancias se forman cuando los átomos del mismo o de diferentes elementos se asocian para formar grupos, que en muchos casos se denominan moléculas.



John Dalton (1766-1844).



Amedeo Avogadro (1776-1856).

¿Cómo relacionar las ideas que propone este modelo con las observaciones acerca del mundo que nos rodea?

Le proponemos analizar la siguiente situación: tiene un terrón de azúcar y empieza a dividirlo hasta que obtiene un polvo muy fino. Siga, con su imaginación, dividiendo un granito de azúcar. Ahora, ya se han alejado de la visión macroscópica, para entrar en el nivel submicroscópico. ¿Hasta cuándo podría continuar la división, teniendo siempre azúcar en su sistema? Claro, hasta tener solo una molécula de la sustancia azúcar. **Molécula** es la porción más pequeña de una sustancia que resulta representativa de la misma.



Cabe aclarar que el concepto de molécula surgió para explicar el comportamiento de los gases y luego se amplió a los otros estados. Más adelante se detectó que no todas las sustancias están formadas por moléculas. Por ejemplo, las sales están formadas por conjuntos de partículas denominadas iones, se dice que son sustancias iónicas, no moleculares. A este tema nos referiremos más adelante.

Sigamos con el “viaje” al interior del azúcar.

Habiendo llegado a la molécula, si tratara de continuar, siempre con su imaginación, la división de esta partícula, obtendría tres tipos diferentes de átomos: átomos de carbono, de hidrógeno y de oxígeno. Es decir, que con estos resultados podría afirmar que el azúcar es un compuesto o sustancia compuesta, está formado por átomos de tres elementos diferentes. **Átomo** es la menor porción de un elemento químico que mantiene la identidad de dicho elemento, es decir, que lo caracteriza.

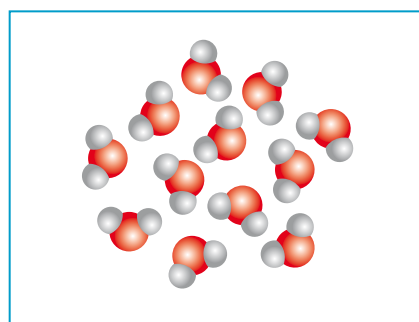
Con estas nuevas ideas, será posible ampliar y enriquecer las explicaciones de muchas de las observaciones que llevaron a definir los conceptos trabajados hasta este momento.



ACTIVIDADES

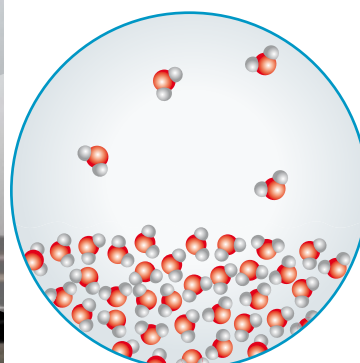
8. Las moléculas de la sustancia agua están formadas por dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno, mientras que cada una de las moléculas del gas oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno.

- a. Podemos representar las moléculas de agua como se muestra en la ilustración de la derecha. En una de ellas, indique por medio de flechas los átomos de hidrógeno y el de oxígeno.



- b. ¿El agua es una sustancia simple o compuesta? ¿Cómo lo supo?
- c. Represente una molécula de oxígeno sabiendo que está formada por dos átomos de oxígeno. ¿Es una sustancia simple o compuesta? ¿Por qué?

9. El agua puede pasar del estado líquido al estado gaseoso si entregamos energía al sistema, es decir lo calentamos. Cuando el agua hierve las burbujas son de agua en estado gaseoso (vapor de agua).



En cambio, si hacemos pasar corriente eléctrica por una muestra de agua que contenga algo de sal, podemos recoger dos gases diferentes que se producen a medida que el agua se descompone. Ninguno de estos dos gases es agua. Se trata de hidrógeno y oxígeno.



- Analice estos hechos y utilice el modelo atómico-molecular para proponer una explicación.
- ¿En qué caso se produjo un cambio físico y en cuál el cambio fue químico?
- ¿Cuál es la diferencia fundamental entre estos dos tipos de cambio?
- ¿Qué se modifica en una transformación química?, ¿qué se mantiene sin cambios en una transformación física?



Si dispone de una netbook o tiene acceso a Internet puede ver las siguientes propuestas de educ.ar

Recorrido histórico por la Química

www.aportes.educ.ar/sitios/aportes/nucleo/index?nucleo=quimica_nucleo_recorrido

[Consultada en marzo de 2015]

Infografía sobre historia de los modelos atómicos

www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=20102&referente=docentes

[Consultada en marzo de 2015]

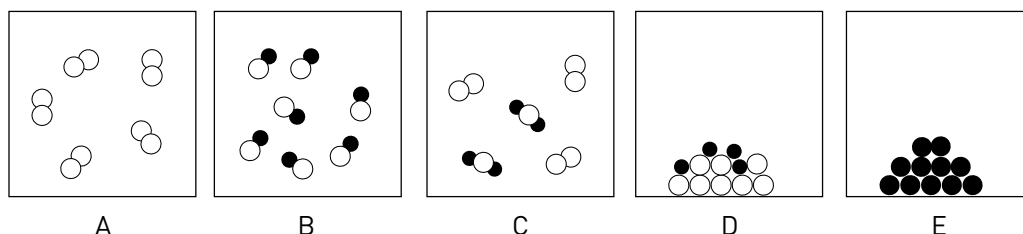
Representaciones, símbolos y fórmulas

El modelo que estamos utilizando mejora las representaciones que podemos hacer de diferentes sistemas con los que estamos trabajando.



ACTIVIDAD

10. Le proponemos aplicar el modelo atómico-molecular para identificar los sistemas que representamos a continuación:



En lugar de utilizar dibujos para representar los átomos y las moléculas, los químicos utilizan otra forma de representación: los **símbolos**, letras que representan los diferentes elementos y las **fórmulas**, combinaciones de letras y números, que representan a las sustancias.

Símbolo	Representa un átomo del elemento	Fórmula	Representa una molécula de la sustancia	Tipo de sustancia
H	Hidrógeno	H ₂ O	Agua	Compuesta
O	Oxígeno	O ₂	Oxígeno	Simple
N	Nitrógeno	NH ₃	Amoníaco	Compuesta
S	Azufre	H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Compuesta
C	Carbono	CO ₂	Dióxido de carbono	
Cu	Cobre	CO	Monóxido de carbono	
Ca	Calcio	C ₆ H ₁₂ O ₆	Glucosa	
Au	Oro	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	
Fe	Hierro	C ₂ H ₆ O	Etanol (alcohol de farmacia)	

Cada símbolo está formado por una o más letras. La primera, que se escribe en mayúscula imprenta, corresponde a la primera letra del nombre original del elemento (generalmente en latín o griego). Hay casos en los que dos o más nombres comienzan con la misma letra. Entonces, sólo uno de los elementos se simboliza con esa letra y los demás llevan dos para diferenciarse. La segunda letra se escribe en minúscula. Es el caso del carbono (C), el calcio (Ca) y el cobre (Cu).

A las sustancias, simples o compuestas, se las representa utilizando fórmulas, que son una combinación de los símbolos de cada uno de los elementos, con subíndices (números pequeños escritos a la derecha y debajo de los símbolos) que indican el número de átomos de cada tipo que forman la molécula. Se suele llamar **atomicidad** al número de átomos que integran una molécula, por ejemplo, decimos que el dióxido de carbono (CO_2) tiene moléculas triatómicas.

Más adelante veremos el caso de las fórmulas para las sustancias iónicas.



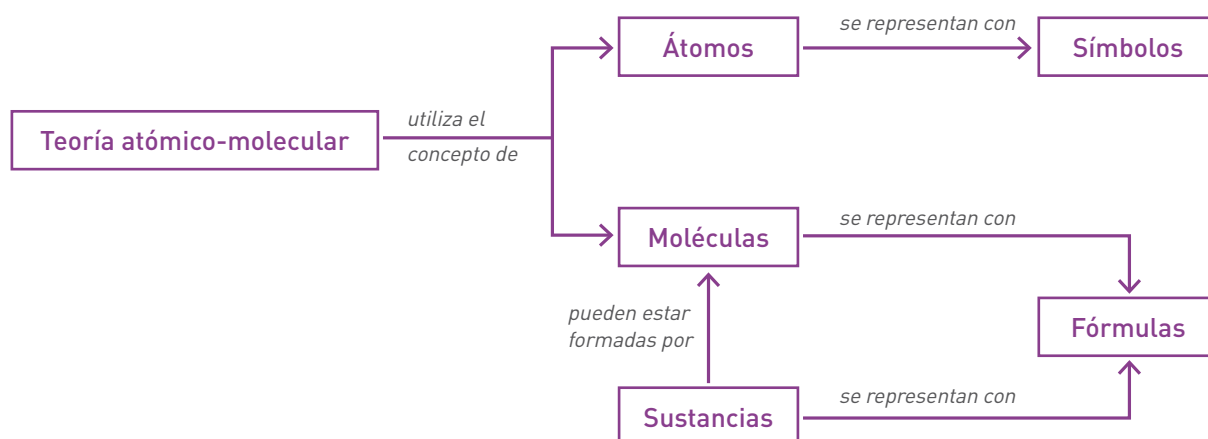
ACTIVIDADES

11. Analice y complete el cuadro de la página anterior y las siguientes oraciones:
 - a. Una sustancia simple está formada por un único
 - b. Una sustancia compuesta está formada por elementos.
 - c. Con solo mirar la fórmula de la sustancia podemos saber si es o, y qué la forman.
12. Resuelva las siguientes consignas.
 - a. De las siguientes fórmulas, ¿cuáles corresponden a sustancias simples y cuáles a sustancias compuestas?

1. HCl 2. H_2 3. CH_4 4. HNO_3
 - b. ¿Cómo está compuesta la molécula de monóxido de carbono?
 - c. ¿Cuántos átomos hay en la molécula de metano (CH_4)?
13. Lea con atención y resuelva en su carpeta o cuaderno.
 - a. Sabiendo que el oxígeno es una sustancia simple diatómica, escriba su fórmula.
 - b. La fórmula del ozono es O_3 , ¿qué tipo de sustancia es el ozono?, ¿qué atomicidad tienen sus moléculas?
 - c. ¿Es correcto afirmar que la molécula de agua es diatómica? ¿Por qué?
14. Observe las siguientes fórmulas: SO_2 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, CaCO_3 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, Cl_2 . Identifique la sustancia que:
 - a. Contiene azufre.
 - b. Contiene calcio.
 - c. Es simple.
15. La fórmula de la vitamina C fabricada artificialmente o extraída de jugo de naranja es $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.
 - a. ¿Qué información le da esta fórmula acerca del compuesto?
 - b. ¿Es mejor la vitamina natural que la sintética?
 - c. Reflexione acerca de si será mejor o no tomar un jugo de naranja exprimido natural o una bebida adicionada con vitamina C artificial. Considere diferentes motivos o criterios a tener en cuenta.

Puede consultar las respuestas a esta serie de actividades en el encuentro de tutoría.

La siguiente red conceptual sintetiza lo visto.



Analicemos los nuevos conocimientos. En la sección anterior, a partir de la visión macroscópica, dijimos que las sustancias podían ser clasificadas como compuestos o simples, según pudieran o no ser descompuestas (algo que se puede evidenciar experimentalmente).

Ahora, utilizando el modelo atómico-molecular que hemos presentado (visión submicroscópica), es posible mejorar la definición.

Los **compuestos** están formados por combinaciones de **átomos diferentes**. Están formados por **dos o más elementos**.

Las **sustancias simples**, en cambio, están formadas por combinaciones de **un solo tipo de átomo**. Están formadas por **un elemento**.

Mirando con más detalle

Hasta este momento, hemos "viajado" varias veces entre la visión macroscópica del mundo y diferentes modelos, cada vez más elaborados, para explicar lo que observamos a nuestro alrededor. Pero no todas las observaciones tienen ya una explicación completa, por el contrario quedan muchas preguntas por contestar.

Intentemos explicar, con los modelos que estamos utilizando, algunas de las propiedades de los materiales que enumeramos en las primeras etapas de este Módulo, tales como la maleabilidad, la conductividad eléctrica de los metales o la solubilidad del azúcar o la sal en agua.

Surgen también otras preguntas. Vimos los conceptos de símbolos y fórmulas, como modos de representar elementos y sustancias, pero, ¿por qué la fórmula del agua es H_2O y no HO , por ejemplo? ¿Podremos explicar por qué en las moléculas de agua están unidos dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno y no uno y uno o tres y dos?

Nos queda todavía bastante camino por recorrer, para obtener más respuestas. Necesitamos continuar la tarea, mirando aún "más adentro", en nuestro viaje hacia el interior de la materia: vamos a conocer la intimidad de los átomos haciendo uso del **modelo atómico nuclear**.

Algo sobre la historia de los modelos atómicos

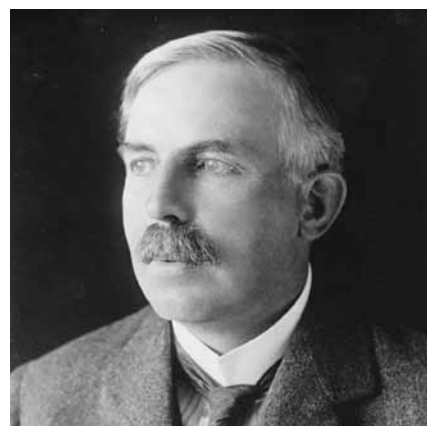
A fines del siglo XIX se derrumbó la idea del átomo indivisible, tal como lo había concebido J. Dalton. Las investigaciones de muchos científicos aportaban datos que confirmaban la idea de que el átomo era en realidad un complejo sistema, cuya estructura había que desentrañar. A punto de comenzar el siglo XX, el físico inglés J.J. Thomson obtuvo evidencias experimentales de la presencia en el átomo de partículas subatómicas (es decir menores que el átomo), portadoras de carga eléctrica. Este científico fue el que postuló la existencia de los **electrones**. Pocos años más tarde, a comienzos del siglo XX, y a partir de experimentos realizados por E. Goldstein, se determinó la existencia de otras partículas subatómicas, los **protones**.



Las propiedades más significativas de los electrones y protones son:

- La masa del protón es casi 2.000 veces mayor que la del electrón.
- La carga eléctrica del protón es positiva y la del electrón es negativa.
- La cantidad de electricidad que transporta cada uno de ellos es la misma: una unidad de carga eléctrica.
- El átomo en su conjunto, es eléctricamente neutro. Un átomo tiene el mismo número de protones y de electrones.

Hacia 1910, Ernest Rutherford y sus colaboradores obtuvieron datos experimentales que les permitieron plantear el llamado **modelo atómico nuclear**. Según este modelo el átomo está formado por una pequeña zona, llamada núcleo, donde se encuentran las partículas positivas (protones) y alrededor de dicho núcleo se mueve igual número de partículas negativas (electrones).



Ernest Rutherford (1871-1937).



ACTIVIDAD

16. Después de leer la información de estas páginas responda las siguientes consignas.
 - a. ¿Por qué se supuso que el número de protones de un átomo es igual al de electrones?
 - b. Teniendo en cuenta la masa de protones y electrones y su distribución, ¿en qué zona del átomo se concentra la mayor masa?

Pero ya se sabía que cargas eléctricas del mismo tipo se repelen, entonces, ¿cómo se explicaba la estabilidad del núcleo atómico? Rutherford postuló la existencia de otro tipo de partícula nuclear, el **neutrón**. Pero apareció otra dificultad: dado que cargas eléctricas de distinto tipo se atraen, ¿por qué los electrones (con carga eléctrica negativa) no se caían sobre el núcleo (atraídas por la carga eléctrica positiva que posee)?

En 1913, Niels Bohr propone un modelo atómico, que amplía el de Rutherford y presenta una forma de explicar las dificultades mencionadas. El **modelo atómico de Bohr** incluye la idea del núcleo y los electrones moviéndose a su alrededor. La idea nueva que postula es que esos electrones no pueden moverse recorriendo cualquier trayectoria, sino solamente por determinadas **órbitas**. Según Bohr, un electrón que se mueve en una de es-



Niels Bohr (1885-1962).



Erwin Schrödinger (1887-1961).

tas órbitas (llamadas órbitas estacionarias) posee determinada energía, se mantiene estable, no pierde ni gana energía y no “se cae” en el núcleo. Si el electrón recibe energía (por ejemplo cuando se calientan los átomos) pasa a una órbita más alejada del núcleo. Lo opuesto ocurre si emite o pierde energía.

Este modelo fue toda una innovación que sacudió al mundo científico, pero muy pronto necesitó ser mejorado para dar cuenta de la avalancha de resultados experimentales e ideas teóricas que aparecieron durante las primeras décadas del siglo XX. Einstein, De Broglie, Heisenberg, Schrödinger, Born, son los apellidos de algunos de los científicos que hicieron enormes aportes para el conocimiento del mundo atómico. El modelo atómico continuó siendo perfeccionado, tanto en lo referente a la composición del núcleo como sobre el movimiento de los electrones a su alrededor.

La principal modificación que surge está incluida en el llamado **modelo atómico cuántico** y consiste en que se abandonó la idea de órbita, es decir, la posibilidad de conocer la trayectoria de un electrón en un átomo y se comenzó a hablar de la energía asociada a cada electrón y de **capas** o **niveles electrónicos de energía**, grupos de electrones con energía similar. Surge el concepto de **orbital** como zona del espacio en el que es más probable encontrar a un electrón de un átomo.

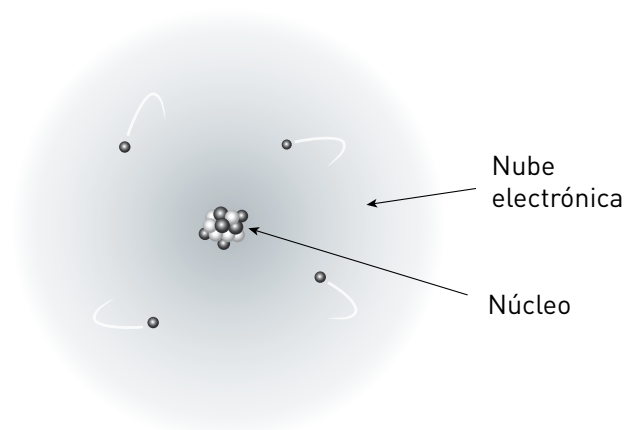
En 1934, Chadwick confirma la existencia del neutrón. Los neutrones (partículas eléctricamente neutras), acompañan a los protones constituyendo el núcleo.

La masa de un neutrón resultó ser muy semejante a la de un protón, por lo que la casi totalidad de la masa del átomo está en el núcleo. La masa de un electrón es casi 2.000 veces menor que la de un protón o la de un neutrón.



En realidad, los modelos atómicos que se fueron sucediendo desde mediados del siglo XX, se transformaron en complicadas ecuaciones matemáticas muy difíciles de interpretar, y se hizo también más difícil representar con dibujos el modelo del átomo.

En este curso nos detendremos en el modelo nuclear y la distribución de electrones en niveles de energía, y aceptaremos como una representación relativamente adecuada dibujos del tipo de los que le presentamos a continuación.



Representación del modelo atómico actual simplificado.

Con nuestro modelo simplificado, podemos imaginar que un **átomo** tiene una zona muy pequeña (**núcleo**) en la que está concentrada prácticamente toda su masa (protones y neutrones) alrededor de la cual se mueven los electrones (**nube electrónica**).



ACTIVIDADES

17. Según el modelo atómico simplificado, que es el que usaremos, complete el siguiente cuadro, marcando con una **X** la zona donde se encuentra cada tipo de partícula e indicando el tipo de carga eléctrica que posee.

Partícula	Carga eléctrica	Zona nuclear	Zona extranuclear
Neutrón			
Electrón			
Protón			

18. Lo que hemos venido describiendo hasta ahora no es ni más ni menos que una pequeña parte del camino que las personas han recorrido en su incansable búsqueda de conocimientos.

- Analice aproximadamente cuánto tiempo ha transcurrido desde la presentación de las ideas de Dalton hasta el modelo cuántico actualmente aceptado.
- Compare ese tiempo con el que ha transcurrido desde la Revolución de Mayo hasta nuestros días.

El encuentro de tutoría será un muy buen ámbito para comentar sus conclusiones.

Algunas propiedades de los átomos

Según lo que postulaba Dalton, los átomos de un elemento son iguales entre sí, en particular en cuanto a su masa (en su época se referían al peso). Veamos qué ha quedado en pie de esa idea en el modelo que usaremos. Se pudo comprobar que la identidad de los átomos de cada elemento, está dada por la cantidad de protones que forman su núcleo: todos los átomos del mismo elemento tienen igual número de protones. Ese número se denomina **número atómico** y se simboliza con **Z**.

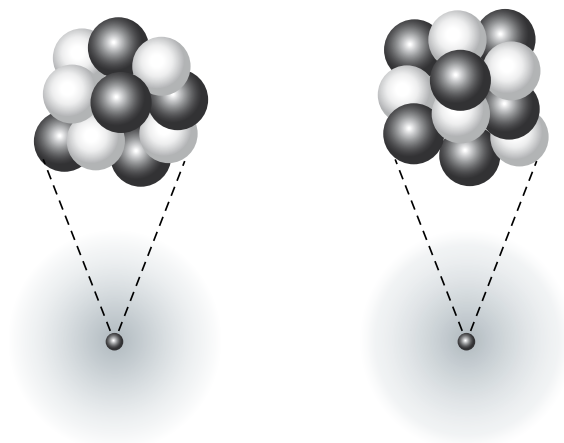
$Z = \text{N}^\circ \text{ de protones} = \text{número atómico}$
El número atómico es lo que caracteriza a los átomos de un elemento.

Así, por ejemplo, todos los átomos de carbono tienen 6 protones en su núcleo. Cualquier átomo que tenga 6 protones en su núcleo es un átomo de carbono.

Pero, aunque todos los átomos de un mismo elemento se caracterizan por su número de protones, puede haber átomos del mismo elemento que difieran en el número de neutrones presentes en su núcleo: se dice que estos átomos son **isótopos**. Isótopos son átomos del mismo elemento, es decir que tienen igual número de protones, pero tienen diferente número de neutrones. Por ejemplo, todos los átomos de carbono tienen 6 protones, pero algunos tienen 6 neutrones y otros tienen 8 neutrones. ¿Cómo indicamos esta diferencia entre los isótopos de un elemento? Por medio del **número másico** o **número de masa**, simbolizado por **A**.

$A = \text{N}^\circ \text{ de protones} + \text{N}^\circ \text{ de neutrones} = \text{número másico}$
 $A = Z + \text{N}^\circ \text{ de neutrones}$
 $\text{N}^\circ \text{ de neutrones} = A - Z$

Los isótopos tienen igual Z pero diferente A.



Las esferas blancas representan los protones y las grises los neutrones. Ambas imágenes representan átomos del mismo elemento.

Para simbolizar los diferentes isótopos se coloca a la izquierda del símbolo del elemento, abajo (como subíndice) su Z y arriba, también a la izquierda y (como supraíndice) el A del isótopo que deseamos identificar.

Por ejemplo: $^{12}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$



ACTIVIDADES

19. Complete el siguiente cuadro:

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Número de protones (p ⁺)	Número de neutrones (n ^o)	Número de electrones (e ⁻)
Oxígeno		8			10	
	C		14			6
Nitrógeno				7	7	

20. Analice los símbolos que le presentamos. Tenga en cuenta que las letras utilizadas en esta actividad son arbitrarias, es decir, no se corresponden con el símbolo de ningún elemento. Identifique:



- pares de isótopos;
- átomos que tienen igual número de neutrones;
- átomos diferentes de igual número de masa.
- la cantidad de electrones en cada caso.

Una pregunta que se hicieron los científicos durante mucho tiempo fue cómo determinar la masa de los átomos. Siendo los átomos entidades extraordinariamente pequeñas y livianas, no es posible poner en una balanza un átomo para determinar su masa, pero se han ido desarrollando diferentes formas de comparar la masa de los átomos con patrones de comparación. Recuerde que medir cualquier magnitud es simplemente compararla con la unidad de un patrón arbitrario que se acepta para ese fin. Las longitudes se miden en metros y decir que una varilla mide dos metros significa que, comparando su longitud con la unidad del patrón de comparación, el metro, la varilla en cuestión tiene el doble de longitud que ese patrón de medida. De manera que, para expresar la masa de un átomo, lo primero que se necesita es un patrón de comparación.

La unidad de masa que habitualmente utilizamos, el kilogramo, o su submúltiplo, el gramo, son demasiado grandes para algo tan pequeño como los átomos, de manera que fue necesario definir otra unidad o patrón de comparación más adecuado.

En principio se tomó como patrón el hidrógeno (cuyos átomos son los más livianos) y se le asignó el valor 1 al peso de un átomo de hidrógeno. Esto fue en la época de Dalton.

Por diversos motivos, que no vamos a analizar, fue necesario redefinir esta unidad. Surgió así la **unidad de masa atómica**, uma, (simbolizada **u**) que se definió como la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo de carbono de número de masa 12. Se puede decir entonces, por ejemplo, que la masa de un átomo de nitrógeno es de 14,0 u y esto significa que la masa de un átomo de nitrógeno es 14 veces mayor que la unidad, o sea, que un átomo de nitrógeno pesa 14 veces más que la doceava parte de un átomo de carbono¹².

Si al expresar una masa atómica no se indica la unidad, se sobreentiende que está referida a la unidad de masa atómica. Por ejemplo, si leemos que la masa atómica del aluminio es 26,9 esto indica que en promedio (tener en cuenta la existencia de isótopos) la masa de un átomo de aluminio es 26,9 mayor que la de la doceava parte de la de un átomo de carbono.

Complicados métodos experimentales llevaron a determinar que la uma es equivalente a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g. La notación exponencial permite escribir de forma abreviada números muy pequeños o muy grandes.

El valor que acabamos de indicar corresponde a una cantidad muy pequeña, se trata de 0,000 000 000 000 000 000 000 001 66 g. Es evidente que resulta complejo en el mundo atómico molecular utilizar y operar con la unidad gramo.

Resumiendo

Actualmente aceptamos que el átomo está formado, fundamentalmente, por tres tipos de partículas: protones, electrones y neutrones. Los protones y electrones portan carga eléctrica, la unidad de carga positiva el protón y la unidad de carga negativa el electrón.

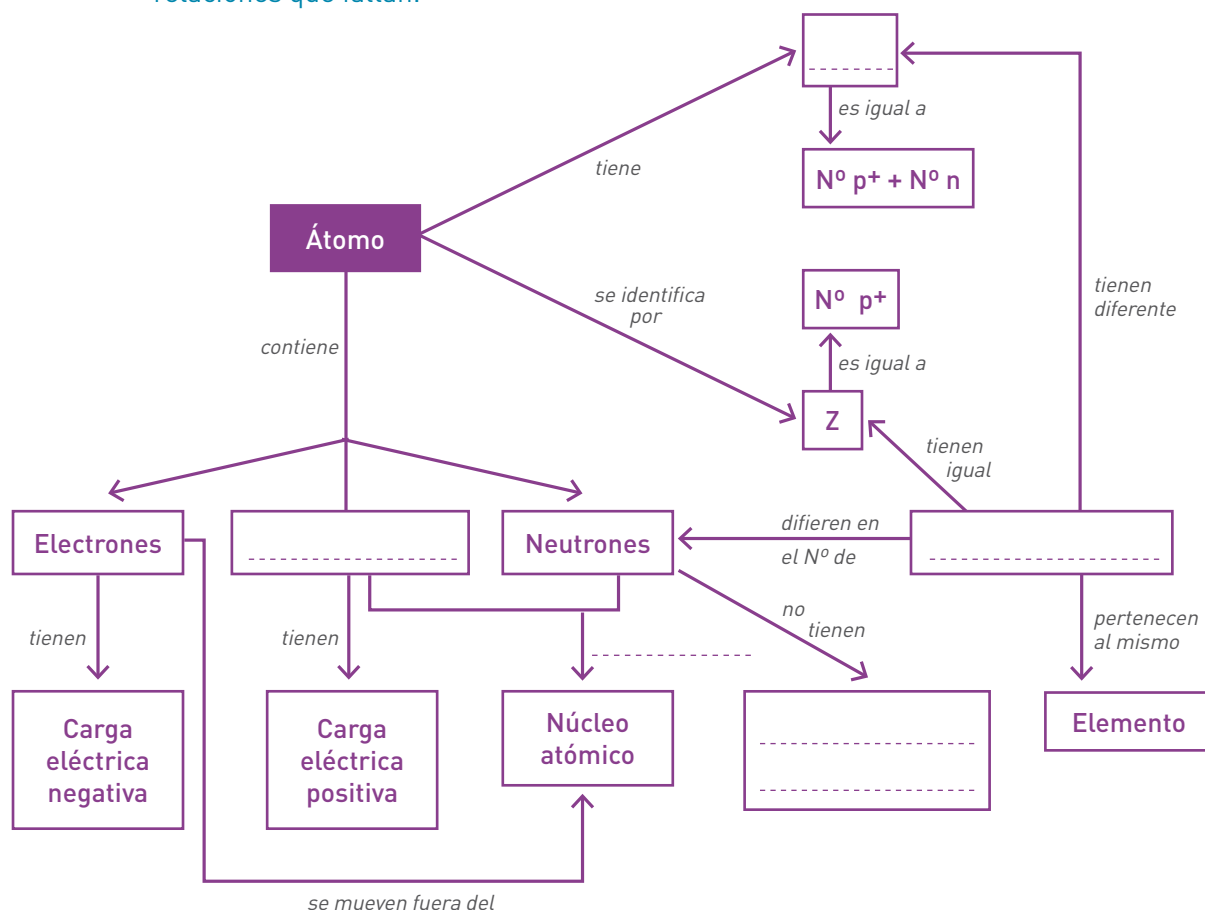
El neutrón no posee carga eléctrica. La masa de protones y neutrones es aproximadamente igual, mientras que los electrones tienen una masa casi 2.000 veces menor. Los protones y neutrones constituyen el núcleo, mientras que los electrones se mueven a altísima velocidad en la zona extranuclear. Como consecuencia de esta distribución, prácticamente toda la masa del átomo se concentra en el núcleo. Podemos imaginar al átomo como una esfera en cuyo centro se ubica el núcleo y fuera de éste, en un espacio mucho mayor que las dimensiones del núcleo, se mueven los electrones, formando lo que denominamos nube electrónica. Estos electrones poseen diferentes valores de energía. La identidad de cada tipo de átomo está determinada por el número de protones que posee su núcleo, indicado por su número atómico, Z. La cantidad de electrones es igual a la cantidad de protones. Átomos del mismo elemento con diferente cantidad de neutrones se denominan isótopos y se diferencian en su número de masa, A.

La masa atómica se expresa en unidades de masa atómica, y la masa de los diferentes isótopos de un elemento difiere, debido justamente a la diferente cantidad de neutrones que poseen. El valor de la masa atómica de un elemento es un valor promedio.



ACTIVIDAD

21. Complete la red que le proponemos como síntesis colocando los conceptos o relaciones que faltan.



Aunque seguimos llamando “partículas fundamentales” a los protones, neutrones y electrones, conviene saber que han sido descubiertas gran cantidad de nuevas partículas subatómicas como los neutrinos, los muones, los piones, y varias otras. El nombre genérico para estas partículas es “quarks”. Dentro de la totalidad de las partículas hasta ahora conocidas, aquellas que, como el electrón, parecen no estar formadas por otras partículas se denominan leptones. Son estos quarks y leptones los protagonistas que reemplazan a la representación del átomo propuesta por Dalton.

La Tabla Periódica de los elementos

A medida que se acumulan conocimientos se hace cada vez más necesario organizarlos. Tal como lo hicimos con los sistemas materiales y con las sustancias, lo haremos con los átomos: usaremos criterios de clasificación. Buena parte de los conocimientos que se fueron obteniendo acerca de la composición y propiedades de los átomos se organizaron en una herramienta muy usada por los químicos: la **Tabla Periódica (TP)**. Hubo diferentes versiones de esta tabla, de las cuales elegimos una de las más modernas. Vamos a empezar a utilizarla con cierta frecuencia, por lo que le recomendamos que la conozca bien, que se familiarice con ella. Veamos cómo es.

Cuenta con un ejemplar de TP en las últimas páginas de este Módulo.

En la Tabla Periódica actual los elementos están ordenados según su **número atómico creciente**. Pero ¿por qué se la llama “periódica”?

Veamos una clasificación periódica que se utiliza con frecuencia: el almanaque. Allí, el primer día de la semana siempre es un domingo, y le sigue el lunes, el cuarto día de cualquier semana es un miércoles. Esta forma de ubicar los días del mes es una organización periódica, ya que determinadas características de cada día, en este caso su nombre, se repiten cada siete días.



ACTIVIDADES

22. Busque un ejemplo de algo que se repita periódicamente.
23. Suponga que realiza las siguientes actividades durante la semana: recibe el suplemento deportivo del diario, estudia Química, va al cine. De acuerdo con la forma de organizarlas, ¿cuáles son actividades periódicas?

Un **criterio de periodicidad** similar es el que se utilizó para organizar la Tabla Periódica que usan los químicos. Este criterio se basó en observaciones sobre las propiedades de los elementos y se fue enriqueciendo a lo largo de muchos años.

Se estableció que las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

En la Tabla Periódica, los elementos están ordenados según su **número atómico creciente**. El número de casillero coincide con el número atómico del elemento que está ubicado allí. La TP está organizada en columnas (verticales), denominadas **grupos**, en las que quedan ubicados elementos que tienen propiedades similares. Por otra parte, encontraremos filas (horizontales), que se denominan **períodos**, en los que las propiedades de los elementos varían a medida que se recorre un período.

La ubicación de un elemento en la Tabla Periódica da mucha información, pero es necesario aprender a utilizarla. A partir de este momento, le recomendamos utilizar la tabla para responder las diversas actividades que le propondremos.

Al figurar el número atómico de cada elemento, podrá resolver las siguientes, aplicando los conocimientos que adquirió en el tema anterior.



ACTIVIDAD

24. Observe la Tabla Periódica que se encuentra al final de este Módulo.

- ¿Cuántos grupos (columnas) posee?
- ¿Cuántos períodos (filas horizontales) tiene?
- ¿Cómo están identificadas las columnas?
- ¿Y los períodos?

Grupo es el nombre de cada columna vertical de la TP. Posee dos numeraciones posibles: la tradicional, en dos subgrupos A y B, de I a VIII y la moderna que numera directamente de 1 a 18.

Período es el nombre de cada fila horizontal de la TP. Se numeran de 1 a 7.

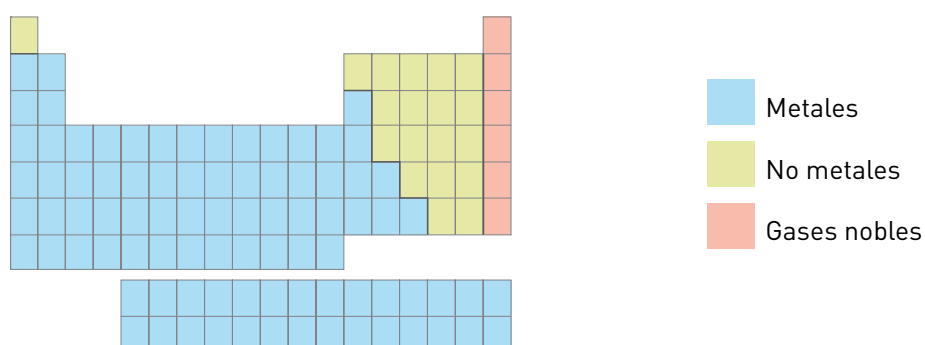


ACTIVIDAD

25. Consulte la Tabla Periódica que se encuentra al final de este Módulo y resuelva cada consigna.

- Elija un elemento cualquiera y determine grupo y período al que pertenece.
- ¿En qué grupo y período se ubica el elemento oxígeno? ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos protones y cuántos electrones poseen sus átomos? ¿Puede decir algo acerca del número de neutrones?
- Identifique por su símbolo y nombre al elemento ubicado en el período 3, grupo VIIA o 17.

Avancemos en el estudio de algunas otras características de la TP.



Si observa la tabla, puede ver que hay dos líneas gruesas que dividen zonas: una escalonada y otra vertical. La primera marca el límite aproximado entre los **metales** y los **no metales** y la segunda separa el último grupo, denominado de los **gases nobles** o **inertes**.

Si se fija un poco más, verá que el primer casillero, donde se ubica el hidrógeno, también está separado por una línea más gruesa de los demás átomos del grupo 1; esta línea es la continuación de la escalera antes mencionada.

¡Alerta! Recuerde que la información que le suministra la TP (por ejemplo el número atómico) se refiere al mundo submicroscópico, es decir corresponde al modelo atómico que estamos usando, donde imaginamos al átomo formado por un núcleo y electrones a su alrededor, partículas que no podemos ver. Sin embargo, han aparecido en el párrafo anterior algunas palabras que seguramente usted relaciona con el mundo que lo rodea, tales como metales o gases. No olvide que todas las sustancias que forman los objetos a su alrededor están formadas por átomos, organizados de diferentes maneras para dar origen a infinitud de sustancias distintas.

Cuando hablamos de **metales**, en la vida diaria, nos referimos a las sustancias simples formadas por átomos que en la TP están ubicados en la zona centro izquierda.

Algunas propiedades de estas sustancias son, por ejemplo, que a temperatura ambiente (25 °C) son sólidos, con pocas excepciones como el mercurio, que es líquido. Presentan brillo. Son buenos conductores del calor y de la corriente eléctrica. Ya mencionamos estas propiedades cuando hablamos de materiales, entre los que aparecían metales y aleaciones que usamos continuamente.

Ubicación de los metales en la
Tabla Periódica de los elementos.



ACTIVIDAD

26. Observe a su alrededor y:

- Mencione por lo menos cinco metales diferentes que puede encontrar en su hogar.
- Trate de decidir si se trata de sustancias simples o aleaciones.

Las sustancias simples formadas por elementos de la derecha de la TP, los **no metales**, presentan mayor variedad en su estado de agregación a temperatura ambiente: algunos son sólidos, como el azufre o el carbono, otros son líquidos, por ejemplo el bromo y otros son gases, como el nitrógeno o el oxígeno. En general son malos conductores de la corriente eléctrica (excepto el grafito, formado por carbono).

Diagrama de la Tabla Periódica de los elementos. Los no metales están resaltados en verde y se encuentran en la parte superior derecha de la tabla, incluyendo el hidrógeno (H) y los elementos de los grupos 13-16 y 17-18.

Ubicación de los no metales en la Tabla Periódica de los elementos.



ACTIVIDAD

27. Algunas de las sustancias simples no metálicas que hemos mencionado están a su alrededor. ¿Cuáles puede encontrar en su hogar? ¿Qué uso le da?

En cuanto a los **gases nobles** o **inertes**, se los denomina así pues tienen muy poca reactividad química, es decir es difícil lograr que se combinen con otros elementos para formar compuestos. También se los denomina **gases raros**, por ser muy escasos en nuestro planeta. Tienen la particularidad de que sus moléculas son monoatómicas, es decir sólo poseen un átomo.

De todos los gases nobles, el único que no se encuentra en el aire es el radón.

Diagrama de la Tabla Periódica de los elementos. Los gases nobles están resaltados en naranja y se encuentran en el grupo 18 de la tabla.

Ubicación de los gases nobles en la Tabla Periódica de los elementos.

Los carteles luminosos son tubos especiales que contienen en su interior un gas inerte a muy baja presión. Si el gas es neón, la luz que se ve es roja y si es argón el color que se ve es azul. Por otra parte, el helio se utiliza para inflar los globos de juguete que se elevan, así como los dirigibles, del tipo de los que suelen surcar los cielos con propaganda. El helio reemplazó en este uso al hidrógeno, ya que éste es muy inflamable y por lo tanto peligroso. Al helio se lo puede usar para los globos y dirigibles porque tiene muy baja densidad respecto de la del aire, no es tóxico y, como ya mencionamos antes, tiene gran inercia química, por lo que no existe peligro de combustiones o explosiones.



Los dirigibles están cargados en su interior con helio.



ACTIVIDAD

28. Observe la TP:

- Identifique a los gases nobles; escriba su nombre y símbolo.
- Determine cuántos protones y electrones posee el átomo de hierro.

Analicemos un poco más qué ocurre con las características de los elementos al recorrer un grupo o un periodo de la TP.

A lo largo de un período las propiedades químicas de los elementos van variando gradualmente. Por ejemplo, al recorrer el tercer período se observa que el sodio, el magnesio y el aluminio son metales, en el silicio las características metálicas casi se han perdido, el fósforo, el azufre y el cloro son no metales y el argón es un gas noble.

Por otra parte, los diferentes átomos ubicados a lo largo de un grupo forman sustancias simples que presentan propiedades químicas semejantes. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 1 pueden combinarse con cloro dando origen a sustancias sólidas blancas y saladas.

Algunos grupos son conocidos por nombres especiales, por ejemplo:

- Grupo 1 (IA), grupo de los metales alcalinos.
- Grupo 2 (IIA), grupo de los metales alcalino térreos.
- Grupo 17 (VIIA), grupo de los halógenos.
- Grupo 18 (VIIIA), grupo de los gases nobles o raros.

¿Qué significa que las sustancias simples que forman un grupo “tengan propiedades químicas semejantes”? Veamos un ejemplo.

Los diferentes metales alcalinos (grupo 1):

- se oxidan fácilmente en contacto con el aire,
- reaccionan con el agua liberando hidrógeno,
- reaccionan con los halógenos (elementos del grupo 17) dando compuestos solubles en agua.

No se preocupe porque aparecen varios términos cuyo significado aún no le resulta familiar. Poco a poco los iremos aclarando, cuando veamos algo más sobre cambios químicos.

Sigamos analizando la TP. Otro dato que aparece, debajo del símbolo de cada elemento, es su masa atómica, expresada en unidades de masa atómica: u. ¿Recuerda que ya mencionamos esta unidad, que se usa para la masa de los átomos, en lugar de la unidad gramo que obligaba a usar números extremadamente pequeños?

Vimos también que los diferentes isótopos de un elemento difieren en su masa. Entonces, ¿cuál es la masa atómica que aparece en la Tabla Periódica? Como dijimos unas páginas atrás, el valor de masa atómica que se coloca en la tabla es un promedio de las masas atómicas de los diferentes isótopos de cada elemento, siempre teniendo en cuenta su abundancia relativa en la naturaleza.

Por ejemplo, en la naturaleza se encuentran dos isótopos del litio, de número másico 6 y 7 respectivamente. El de menor masa tiene una abundancia relativa del 7,39 % mientras que el de mayor masa está presente en un 92,61 %, es mucho más abundante. Si usted observa en su TP la masa atómica que aparece, es 6,94.



ACTIVIDAD

29. Sintetice en un esquema o red los conceptos básicos relacionados con la Tabla Periódica.

Lleve la resolución de las Actividades 27 a 29 al encuentro de tutoría.

Los electrones y la periodicidad química

Las características de la clasificación periódica que acabamos de comentar necesitan una explicación. El modelo de átomo que estamos utilizando nos da una explicación, que se relaciona directamente con la forma en que se distribuyen los electrones en la zona extranuclear del átomo, es decir, la que está fuera del núcleo. Según este modelo, las características químicas de los átomos se relacionan con los electrones, especialmente con los que están más alejados del núcleo.

Vimos que, según este modelo, los electrones de un átomo se mueven alrededor del núcleo con diferentes energías, los electrones que tienen menos energía son los que se mueven en zonas más cercanas al núcleo. Hablamos de energía asociada a cada electrón y de **capas** o **niveles electrónicos de energía**, grupos de electrones con energía similar.

Los electrones más alejados del núcleo, los que corresponden a los que tienen mayor energía se denomina **electrones de valencia** o electrones químicos. Para poder identificarlos, dada su importancia desde el punto de vista químico, se describe la situación energética de todos los electrones de cada átomo por medio de una simbología que denominaremos **configuración electrónica** (C.E.), que resume la información.

La configuración electrónica indica la cantidad de electrones cuyo contenido energético corresponde a cada nivel electrónico, es decir que poseen energía similar. Los diferentes niveles se distinguen con un número, **n**, siendo $n=1$ para el nivel correspondiente a los electrones más cercanos al núcleo (los que presentan menor energía), $n=2$ para el siguiente grupo de electrones y así sucesivamente, hasta $n=7$.

Para llegar a las configuraciones electrónicas se utilizaron diferentes datos obtenidos en forma experimental. En realidad, la distribución de los electrones en niveles de energía es bastante más compleja que la que utilizaremos aquí, pues en cada nivel electrónico aparecen grupos de electrones en subniveles energéticos, pero en nuestro modelo atómico haremos algunas simplificaciones.

Se acepta que en cada nivel de energía pueden agruparse como máximo un determinado número de electrones, que pueden estar organizados en uno o más subniveles, con energías ligeramente diferentes. A medida que aumenta el número del nivel es mayor la cantidad de electrones que agrupa y el número de subniveles energéticos que le corresponden, pero siempre se cumple que en un átomo no hay más de ocho electrones externos (electrones más alejados

del núcleo, los que tienen la mayor energía]. Así, en el primer nivel electrónico ($n=1$), aparecen como máximo, dos electrones, en el segundo nivel electrónico ($n=2$) el máximo de electrones es ocho, en el tercero ($n=3$), pueden encontrarse hasta dieciocho electrones, en el cuarto hasta 32, pero en general el grupo de electrones de mayor energía, es como máximo de ocho.



ACTIVIDAD

30. Veamos cómo se distribuyen los electrones en un átomo del metal alcalino litio.
- Busque en su TP el número atómico de este elemento.
 - ¿Cuántos protones y electrones posee el átomo de litio?
 - De acuerdo con lo que se dijo antes sobre la cantidad de electrones que pueden agruparse en el primer nivel energético, señale cuántos electrones tendrá el átomo de litio en el primero y en el segundo nivel energético.

Podemos afirmar entonces que en el átomo de litio dos electrones tienen energía similar y el tercero tendrá mayor energía y se moverá más alejado del núcleo. En otras palabras, en este átomo hay dos electrones en el primer nivel, $n=1$, y un electrón más externo, que será el electrón químico o de valencia, ubicado en el nivel de $n=2$. La configuración electrónica, que resume esta información, se simboliza así:

C.E. Li: [2-1]



ACTIVIDADES

31. Utilice la TP y resuelva las consignas.
- Analice el caso del átomo de sodio, tomando en cuenta su Z y determine cuántos electrones corresponden al primer nivel de energía, cuántos al segundo y cuántos electrones se ubican en el nivel electrónico más alto.
 - Compare la configuración electrónica de los átomos de Li y Na, señale diferencias y semejanzas.
 - Complete la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica	Período	Grupo
Litio					
Sodio					
Flúor					
Cloro					
Oxígeno					

- d. Saque conclusiones respecto del número de niveles de energía con electrones y el número electrones externos que tiene cada tipo de átomo, en relación con el período y grupos en el que cada elemento se encuentra ubicado. Discuta con sus compañeros y con su tutor las conclusiones que hayan podido extraer.
32. Utilice la TP para determinar:
- Cuántos electrones de valencia tienen los átomos del elemento ubicado en el segundo período, grupo 15 o VA.
 - ¿Cuál es el nombre y símbolo de ese elemento?
 - I. Indique para un átomo de oxígeno, en cuántos niveles de energía se distribuyen sus electrones.
II. ¿En qué período se ubica el elemento oxígeno?
III. ¿Cuántos electrones están en el nivel de energía más alto?
IV. ¿En qué grupo está ubicado este elemento?



Analizando la Tabla Periódica podemos detectar que los átomos de los elementos de los grupos 1, 2 y 13 a 18 se caracterizan por poseer el mismo número de electrones externos (de valencia o químicos). El número de período en que se encuentra ubicado un átomo coincide con el número de niveles de energía a los que pertenecen sus electrones. El número del grupo, para los subgrupos A (1, 2 y 13 a 18), coincide con el número de electrones de valencia de los átomos ubicados en esos grupos. Los elementos ubicados en estos grupos suelen denominarse **elementos representativos**.

Los conocimientos científicos avanzan constantemente y se va identificando la existencia de nuevos elementos. El siguiente cuadro presenta los elementos más nuevos.

Año de descubrimiento	Elemento	Símbolo	Número atómico
1994	Darmstadtio	Ds	110
1994	Roentgenio	Rg	111
1996	Copernicio	Cn	112
1999	Flerovio	Fl	114
2000	Livermorio	Lv	116



ACTIVIDADES

33. Con la TP en mano:

- Escriba la configuración electrónica del átomo de Ne.
- ¿Cuántos niveles electrónicos están completos?
- ¿Cuántos electrones están en el último nivel?
- ¿En qué período se ubica el elemento neón?
- Analice la tabla de datos que aparece debajo, complétela y señale las regularidades que encuentre.

Elemento	Z	Configuración electrónica	Grupo	Período
He		2	VIIIA (18)	1
Ne	10		VIIIA (18)	2
	18	2 - 8 - 8		3
Kr	36	2 - 8 - 18 - 8	VIIIA (18)	

34. Elija un período de la Tabla Periódica.

- Identifique el período por su número e indique nombre y símbolo del primer elemento y del último, señalando a qué grupo corresponde cada uno.
- Escriba la configuración electrónica de cada elemento representativo del período elegido.
- Determine los electrones de valencia de cada uno de esos elementos.
- Compare la cantidad de electrones de valencia del primer y último átomo del período.
- Compare las configuraciones electrónicas. Señale semejanzas y diferencias en una síntesis de lo observado.

Como resultados de las Actividades anteriores, ya habrá comprendido que cada período se inicia con un átomo correspondiente a un metal alcalino, con 1 electrón de valencia, y concluye con el átomo de un gas noble, que tiene el máximo número de electrones de valencia: 8. Sus niveles de energía anteriores, están completos.

Los gases nobles nos dan un buen ejemplo de la relación entre distribución electrónica y propiedades químicas. La falta de reactividad de los átomos de los gases nobles se asocia al hecho de tener todos sus niveles electrónicos completos y 8 electrones en el nivel más externo, excepto el He cuyos átomos tienen los 2 electrones correspondientes al primer y único nivel de energía.

La semejanza de propiedades químicas de los elementos ubicados en igual grupo de la TP está asociada con el número de electrones externos o de valencia, los de mayor nivel de energía.



Una simulación interactiva que le ayudará a fortalecer sus conocimientos sobre la Tabla Periódica, con una propuesta amena, es la que encontrará en:

www.softonic.com/s/simulador-tabla-periodica
[Consultada en marzo de 2015]

También es muy interesante la lectura del libro:

De Florian, Daniel (2006): Una expedición al mundo subatómico.
Colección “Ciencia joven”, Buenos Aires, Eudeba.

En esta Unidad hemos utilizado un nuevo punto de vista para estudiar los materiales del mundo que nos rodea. Usando modelos cada vez más elaborados, vimos cómo la evolución de las ideas de los científicos sobre la estructura atómica (la que denominamos visión submicroscópica) permitió explicar con claridad creciente algunas de las observaciones realizadas en el mundo macroscópico. Además, comenzamos a utilizar una herramienta muy útil en el mundo de la química: la Tabla Periódica.



ACTIVIDADES INTEGRADORAS

35. Lea el siguiente relato y, teniendo en cuenta el modelo cinético corpuscular y las características propias de cada estado de agregación de la materia, explique:

Cuando Lucía y Pedro se levantaron esa mañana, por la ventana vieron nubes en el cielo. El café recién hecho dio una buena señal de que el desayuno estaba listo. Resultó más fácil distribuir la manteca sobre las tostadas calientes porque hacía un buen rato que estaba sobre la mesa. Pedro quiso tomar té y le puso una cucharada de azúcar, suficiente para darle el sabor querido.

- ¿Cómo están formadas las nubes? ¿En qué estados está el agua en ellas?
 - ¿Por qué la presencia del café caliente sirvió para que se dieran cuenta que el desayuno ya estaba listo? ¿Hubiera ocurrido lo mismo si hubiera estado frío? ¿Por qué?
 - ¿Qué sucede cuando se saca la manteca de la heladera? ¿Por qué es más fácil pasarla por las tostadas después de un rato de estar sobre la mesa?
 - Haga un esquema, según el modelo de partículas, del proceso ocurrido al disolver azúcar en la taza de té.
 - ¿Qué hubiera ocurrido si Pedro hubiera puesto diez cucharadas de azúcar?
36. En el siguiente esquema de la Tabla Periódica ubique.
- El tercer halógeno.
 - El segundo metal alcalino.
 - El casillero del período 4 y grupo 5.

- d. El gas noble ubicado en el segundo período.

- e. Busque ahora en su Tabla Periódica el nombre, el símbolo y el tipo de elemento para cada caso.

37. Busque en libros o Internet, desde qué época se conoce cada uno de los elementos de la actividad anterior. Para sintetizar la información arme un cuadro que resuma sus respuestas.

38. Lea la siguiente información y luego responda.

Dmitri Ivanovich Mendeleiev (1834- 1907) nació en Tobolks, Siberia. Inició su carrera científica y pública a su regreso a San Petersburgo –la capital del imperio ruso– después de obtener su doctorado en Heidelberg en 1861. De acuerdo con la pasión que sentía por la química y con la convicción de que el pueblo debía acceder a esos conocimientos, Mendeleiev se dedicó a preparar un curso de conferencias sencillas, que fueran accesibles para todos. En el proceso de prepararlas decidió organizar los elementos en una forma lógica: la Tabla Periódica.

En la Tabla Periódica que publicó en 1870, ordenó los elementos conocidos en su época, según su peso atómico creciente, acomodados en columnas y filas.

1					
2				C	
3			Al	Si	
4		Ti	Ea	Es	
5			In	Sn	
6			Tl	Pb	

Para mantener este criterio de organización, y convencido de que debía cumplirse la semejanza de propiedades entre los elementos de una misma columna, dejó algunos “huecos”, considerando que correspondían a elementos aún no conocidos a los que denominó el eka-aluminio, debajo del aluminio (Ea) y eka-silicio (Es), debajo del silicio.

- a. ¿Qué riesgos supone que corrió Mendeleiev con su propuesta?
 b. ¿A qué elementos actuales corresponden el Ea y el Es?

UNIDAD 3

Cómo se puede explicar
la relación entre estructura
y propiedades

INTRODUCCIÓN

En la Tabla Periódica aparecen alrededor de 110 átomos diferentes, de los cuales algo más de 90 se encuentran en la naturaleza, los demás han sido obtenidos en forma artificial en los laboratorios que se ocupan de desentrañar los misterios que aún subsisten acerca de la estructura íntima de la materia y de los núcleos atómicos. Sin embargo, si usted piensa en los diferentes materiales que lo rodean y los que forman la infinidad de objetos que utiliza la humanidad, podría preguntarse cómo es posible que con tan pocos elementos haya tanta variedad de sustancias.

La respuesta es bastante simple. Las formas en que se pueden combinar los elementos químicos para formar compuestos son prácticamente infinitas. De ahí proviene la enorme diversidad existente en nuestro mundo. Hay compuestos gaseosos, líquidos y sólidos a temperatura ambiente; con diferentes colores, texturas, sabores y olores; los hay tóxicos e inocuos, también benéficos para mantener la salud.

Los químicos han ampliado y siguen ampliando la variedad de materiales que se usan, al conseguir sintetizar muchos que no existen en la naturaleza, como los plásticos, las aleaciones o ciertos medicamentos, entre otros.



ACTIVIDAD

1. Si compara las propiedades que conoce de estos materiales que usa a diario: azúcar, vinagre, alcohol, aceite, puede afirmar que son diferentes ¿verdad? No podría confundir el aceite con el vinagre, o con el alcohol. Pero... aquí tiene algunos datos para pensar.
 - Azúcar es el nombre común del compuesto denominado sacarosa, una sustancia formada por **C, H y O**.
 - El vinagre es una solución acuosa que contiene un 4 % de ácido acético, que es el responsable del típico olor y sabor. El ácido acético es una sustancia compuesta formada por **C, H y O**.
 - El alcohol de farmacia es una solución que contiene 96 % de etanol y 4 % de agua. El etanol es una sustancia formada por los elementos **C, H y O**.
 - El aceite comestible es una mezcla de diferentes sustancias entre las que predominan los triglicéridos. Estos son sustancias formadas por **C, H y O**.

Según los datos:

- a. ¿Qué semejanzas puede señalar entre los diferentes compuestos mencionados?
- b. ¿A qué podría atribuir las diferencias en las propiedades de estas sustancias?
- c. ¿Qué conclusiones puede señalar?

Desde luego, ha notado que sustancias diferentes pueden estar formadas por combinaciones de los mismos átomos: **C, H, O**. Es probable que haya pensado que en cada caso la proporción en que se unen estos átomos es diferente. Su conclusión es correcta, el hecho de que cada compuesto presente determinadas características y no otras, no es una consecuencia directa y exclusiva de que contenga ciertos elementos químicos.

Las **propiedades de la materia** provienen de la forma como los átomos de los elementos se unen para formar las sustancias y de cómo estos agregados de átomos interactúan entre sí.

Fue a fines del siglo XIX y comienzos del siglo pasado cuando los temas relacionados con la estructura atómica y las propiedades de las sustancias tuvieron un desarrollo vertiginoso. Los grandes avances tecnológicos dieron lugar a observaciones cada vez más precisas que llevaron a desarrollar nuevas teorías, que, a su vez, podían ser corroboradas con nuevos ensayos y mediciones.

El tema que abordaremos ahora es el de cómo se unen los átomos para dar origen a las diferentes sustancias, y la relación que existe entre los enlaces químicos y las propiedades de la materia. Nuevamente estableceremos conexiones entre el nivel macroscópico, el mundo que nos rodea, y el nivel submicroscópico, el de los modelos con los que se intenta explicar los hechos que se observan.

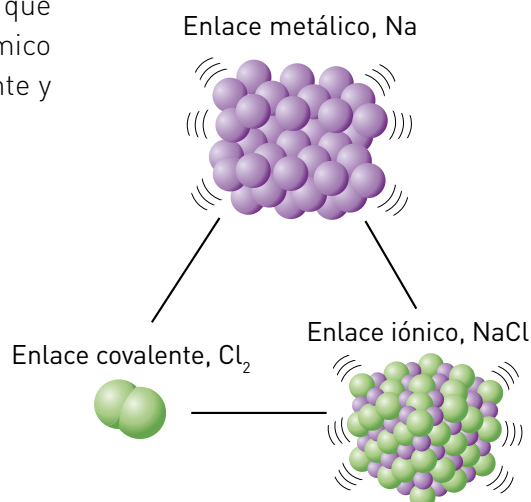
LOS ENLACES ENTRE ÁTOMOS: ELECTRONES GANADOS, PERDIDOS O COMPARTIDOS

Los conocimientos adquiridos acerca de las distribuciones electrónicas en los átomos le van a ayudar a comprender las diferentes formas en que los átomos se pueden unir para formar moléculas y otras partículas que componen a las sustancias. Toda la explicación acerca de los enlaces químicos se centra en la manera como interactúan los núcleos atómicos con los electrones que se mueven fuera de él, especialmente los más alejados de los núcleos. Ya mencionamos que los electrones de valencia o electrones químicos son los que desempeñan el papel principal en los enlaces entre un átomo y otro. Recordará que mencionamos que se asocia la estabilidad química de los gases nobles a que presentan ocho electrones en el nivel más externo (excepto el helio, donde hay sólo dos, por ser el máximo posible en el nivel $n=1$).

Por lo general, cuando ocurren enlaces químicos, se forman sistemas estables porque los átomos unidos adquieren una configuración con ocho electrones de valencia, lo que se conoce como **regla del octeto** que fue propuesta en 1916 por Gilbert Newton Lewis.

Veamos de qué formas diferentes pueden los átomos cumplir con esta regla del octeto.

Se consideran tres formas, que dan origen a los tipos de enlace químico que veremos: enlace iónico, covalente y metálico.



El enlace iónico: transferencia de electrones, los iones

El **enlace iónico** se produce cuando se unen un metal con un no metal, es decir un elemento ubicado en la zona centro izquierda de la TP con otro que está en la parte derecha. Tomemos la TP y consideremos el caso del sodio, **Na**, cuyo número atómico es 11, que está en el grupo 1 y posee un electrón en el último nivel de energía. Si el átomo de sodio pierde ese electrón, el sistema que resulta deja de ser un átomo (que tiene igual número de protones que de electrones) y pasa a ser una entidad que tiene una carga positiva sin compensar, ya que posee 11 protones en el núcleo pero sólo 10 electrones a su alrededor. Este sistema se denomina **ion**, y en particular, por tener carga positiva, es un **catión**. Se lo simboliza indicando su carga eléctrica a arriba a la derecha del símbolo, como supraíndice, esto es, **Na⁺**.

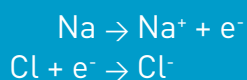
Lo importante de este nuevo sistema es que las capas o niveles electrónicos de energía que le quedan están completas, por lo cual es muy estable. Pero, ¿dónde está el electrón que acaba de perder el átomo de sodio? En realidad el proceso de formación del catión sodio solamente se producirá si hay un átomo cercano que pueda aceptar ese electrón, por ejemplo un átomo de cloro.

Fíjense en la TP, ¿cuántos electrones de valencia tiene el átomo de cloro? ¿Cuál sería la forma más sencilla en que podría completar su octeto? Claro, puede aceptar el electrón que pierde o cede el sodio. En ese caso, al mismo tiempo que se forma el catión sodio se produce la formación del **anión** cloro (se lo suele llamar anión cloruro), que porta una carga negativa. El **Cl⁻** tiene 17 protones y 18 electrones.

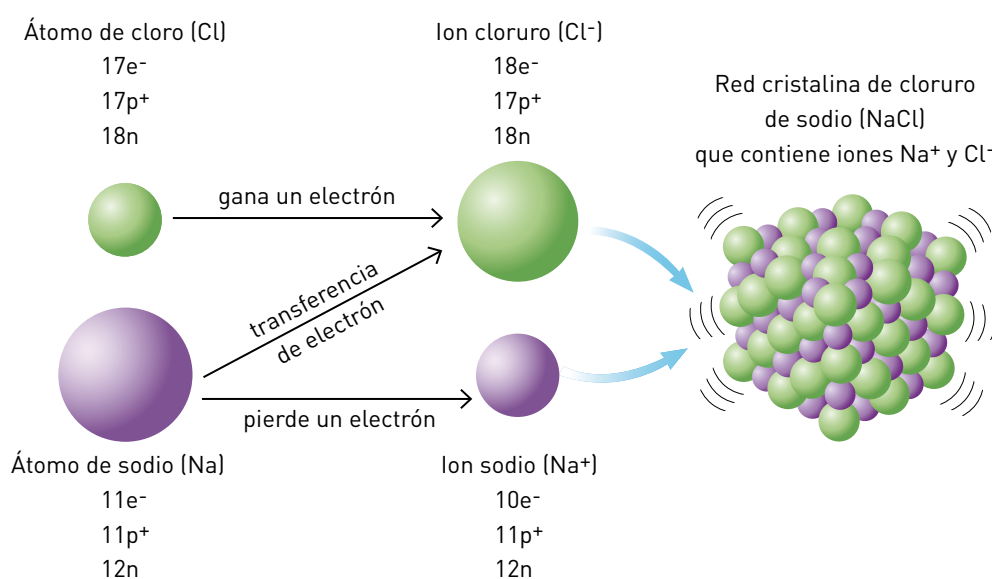


Si un átomo o grupo de átomos ha perdido o ganado uno o más electrones, ha dejado de ser eléctricamente neutro: porta una o más unidades de carga, cuyo signo depende del proceso realizado. Si ganó electrones, tendrá carga negativa y será un anión, si los ha perdido tendrá carga positiva y será un catión.

Los dos iones formados, al tener carga eléctrica opuesta, se atraen. En el caso que veníamos viendo, se ha producido un enlace iónico, entre el catión sodio y el anión cloruro. Podemos representar lo ocurrido de la siguiente forma:



Al producirse esta transferencia de electrones entre miles de millones de átomos de sodio y de cloro, se forma una estructura tridimensional muy estable donde los iones positivos y negativos se alternan como se muestra en la figura, vibrando alrededor de determinadas posiciones. Se ha formado así la sustancia cloruro de sodio (sal de mesa) que se simboliza: NaCl.



Cada catión Na⁺ está rodeado por seis aniones Cl⁻, mientras que cada anión Cl⁻ lo está por seis cationes Na⁺.

Como la relación en que se combinan es de un catión por cada anión, la fórmula que representa al compuesto es NaCl y también a una extensa red iónica, en la que los iones se atraen con intensas fuerzas de interacción.

A los cristales de cloruro de sodio le corresponde el nivel macroscópico. Cuando nos referimos a los enlaces entre iones de carga opuesta, que han completado su octeto por pérdida y ganancia de electrones, estamos en el nivel submicroscópico.



ACTIVIDAD

2. Lea las siguientes preguntas y reflexione.
 - a. ¿Las sustancias iónicas están formadas por moléculas?
 - b. ¿Todas las moléculas están formadas por iones?
 - c. ¿Sería válido afirmar que todas las sustancias están formadas por moléculas?



ACTIVIDAD

3. Con la ayuda de la Tabla Periódica de los elementos realice la siguiente actividad.
 - a. Analice la distribución de electrones en el átomo de magnesio, **Mg**.
 - b. Relacione esta distribución con la facilidad del **Mg** para ganar o perder electrones. Decida qué tipo de ion tenderá a formar para obtener la distribución de capas completas y cuántos electrones estarán en juego en este proceso.
 - c. Represente al ion producido. ¿Qué carga eléctrica posee?
 - d. ¿Cuántos aniones cloruro serían necesarios para neutralizar la carga de un catión magnesio?
 - e. Indique cuál de las siguientes fórmulas corresponde al compuesto cloruro de magnesio y por qué:

1. MgCl

2. MgCl_2

3. Mg_2Cl

Numerosos compuestos que usamos a diario, como la sal común, la soda cáustica o el bicarbonato de sodio, tienen enlaces iónicos en sus estructuras, se los denomina **compuestos iónicos**. Son los que están formados por la unión de un metal con un no metal o bien, cuando los cationes se combinan con otro tipo de aniones más complejos, formados por más de un átomo, como el anión carbonato, CO_3^{2-} , el anión nitrato, NO_3^- , o el anión sulfato, SO_4^{2-} .

Propiedades de los compuestos iónicos

Como cada ion en la red está unido por atracciones de tipo electrostático a varios iones de signo opuesto, resulta dificultoso separarlos. Esto significa que habrá que entregar mucha energía para que los iones se separen lo suficiente como para que la sustancia pase al estado líquido, y más aún para que ese líquido hierva. El resultado es que en general los compuestos iónicos tienen elevados punto de fusión y de ebullición. La tabla siguiente muestra algunos ejemplos.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
KI (yoduro de potasio)	723	1.330
CaO (óxido de calcio)	2.590	2.850
NaCl (cloruro de sodio)	801	1.430

Por convención internacional, en las fórmulas de las sustancias iónicas se escribe a la izquierda el catión.

Acabamos de establecer una relación entre la **estructura** de un compuesto y algunas **propiedades** del mismo. He aquí un ejemplo de cómo el modelo que usamos para el nivel submicroscópico permite explicar observaciones del mundo macroscópico, en este caso el punto de fusión o el de ebullición de una sustancia.

Otra propiedad que se suele estudiar es la conducción de la corriente eléctrica. Se puede comprobar que las sustancias iónicas en estado sólido no conducen la corriente eléctrica pero si se las funde, el líquido sí es conductor. Podemos explicar este hecho haciendo uso de los modelos que venimos utilizando.

Si una sustancia iónica funde, es decir pasa al estado líquido, los iones dejan de estar organizados en la estructura rígida de red que caracteriza al sólido: pueden desplazarse y el líquido conduce la corriente eléctrica. En cambio, en el estado sólido las sustancias iónicas no conducen la electricidad ya que la red de iones unidos a través de enlaces iónicos, tiene sus electrones muy bien localizados. Nuevamente aparece el vínculo entre la estructura y las propiedades de una sustancia.



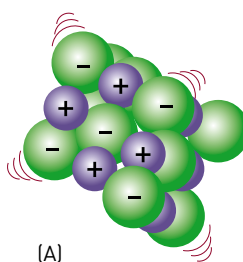
ACTIVIDAD

4. Le proponemos que realice un experimento.
 - I. Tendrá que conseguir una linterna común con pilas buenas, un poco de sal, otro poco de azúcar, agua y una esponja.
 - II. Prepare dos soluciones, una de agua salada y la otra de agua azucarada, usando una cucharada de cada sustancia en un cuarto de taza de agua tibia.
 - III. Luego encienda la linterna y remueva la base, que es la que cierra el circuito para que se mantenga encendida. Por supuesto, la linterna se apagará.
 - IV. Ahora, haga pruebas sucesivas apoyando fuertemente la linterna sobre la esponja empapada en agua, en agua azucarada y en agua salada, tal como muestra el dibujo.
 - a. Anote sus observaciones.
 - b. Trate de explicar las observaciones realizadas.

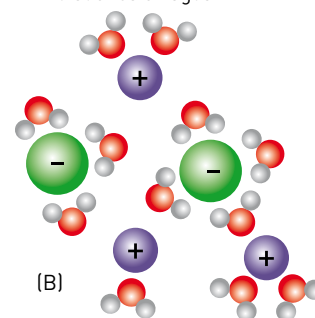


Como acaba de observar, cuando un compuesto iónico se disuelve, por ejemplo en agua, sucede algo similar a lo que antes describimos para los compuestos iónicos fundidos. Los iones se separan, se mezclan con las moléculas de agua y al poder desplazarse en el seno del líquido, en este caso el solvente agua, pueden conducir la corriente eléctrica. Así explicamos por qué el agua pura no conduce la corriente eléctrica y el agua salada es buena conductora de la electricidad.

NaCl estructura cristalina de cloruro de sodio



Iones sodio Na^+ y cloruro Cl^- disueltos en agua



Estructura de la red iónica en el sólido (A) y cómo los iones se van desagregando (separando) al disolverse en agua (B).



Es muy interesante la lectura del libro:

Calcagno, J. y Lovrich, G. (2004): *El mar. Hizo falta tanta agua para disolver tanta sal*. Colección "Ciencia que ladra", Buenos Aires, Siglo XXI.



ACTIVIDAD

5. Utilizando lo estudiado, explique los siguientes hechos.
 - a. Los gases inertes o nobles son monoatómicos.
 - b. Los óxidos de los metales son sólidos a temperatura ambiente.
 - c. La fórmula del cloruro de calcio es CaCl_2 y no otra.

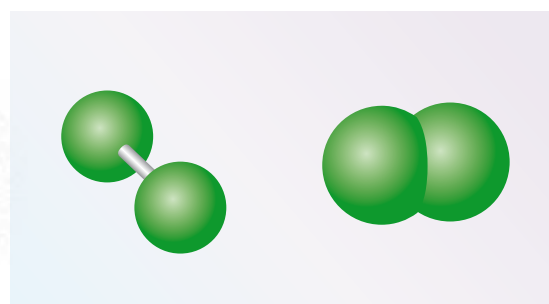
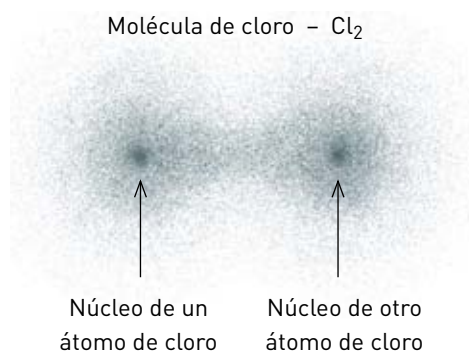
Analice sus respuestas con su profesor tutor.

El enlace covalente, electrones que se comparten

El **enlace covalente** es otra forma en que los átomos pueden unirse. Se produce cuando no hay posibilidad de ganar o perder electrones, en cuyo caso los átomos involucrados en la unión completan su octeto compartiendo algunos de sus electrones de valencia. Esta forma de unión, se presenta entre átomos de no metales.

Veamos un ejemplo, con átomos de cloro. La sustancia cloro es un gas formado por moléculas diatómicas, Cl_2 . El átomo de cloro posee siete electrones de valencia y, como vimos en el caso anterior, puede completar su octeto y adquirir estabilidad ganando un electrón. Pero, en el caso de su unión con otro átomo de cloro, es evidente que no puede haber ganancia y pérdida de electrones. En este caso, ambos átomos se mantienen unidos compartiendo un par de electrones que inicialmente correspondían uno a cada uno, y así ambos completan su octeto. Los electrones compartidos son atraídos en forma simultánea por los núcleos de los dos átomos ligados. Este par de electrones se mueve alrededor de ambos núcleos, con lo cual se produce un sistema estable, una molécula.

Representación de la unión entre los dos átomos de una molécula de cloro.



Dos formas de representar una molécula de cloro.

Es habitual representar la situación mencionada por medio de un esquema denominado **diagrama de Lewis** (en honor al científico que lo propuso) en el cual solamente se dibujan los electrones de valencia de cada átomo.

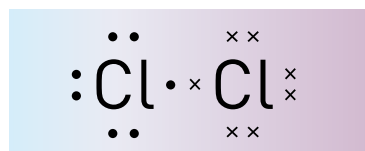
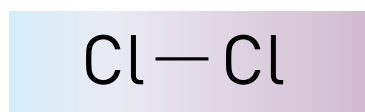


Diagrama de Lewis.

Este diagrama corresponde a la fórmula Cl_2 . También se utiliza la fórmula estructural o desarrollada, donde la raya o guión entre los símbolos representa al par electrónico compartido.

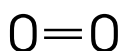
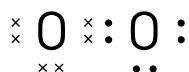


Fórmula estructural o desarrollada.

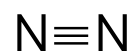


Los electrones son todos iguales, pero cuando se quiere diferenciar los que corresponden a cada uno de los átomos que intervienen en la unión, se los representa de manera diferente, por ejemplo, cruz y punto.

Los diferentes átomos pueden compartir más de un par de electrones, por ejemplo dos o hasta tres pares.



Enlace doble.



Enlace triple.

Las moléculas de cloro están separadas una de otra en la sustancia cloro, tanto en estado sólido como líquido o gaseoso. Son las partículas que mencionábamos en nuestro modelo inicial, cada una con su identidad determinada por el tipo y número de átomos que la forman. Las sustancias formadas por moléculas suelen denominarse sustancias moleculares (que pueden ser simples o compuestas), para diferenciarlas de las sustancias iónicas (que siempre son compuestas).

En el caso de los enlaces covalentes, los átomos que se unen forman un sistema estable, una molécula identificada por su fórmula que, no solamente indica la proporción en que están unidos los átomos sino cuántos átomos hay de cada elemento en cada unidad independiente. Esta es una gran diferencia con el caso de los compuestos iónicos, donde no podemos hablar de moléculas sino de una red de iones presentes en una proporción determinada.



Es muy interesante la lectura del libro:

Indigo, (2006): *Construyendo con átomos y moléculas*. Colección Ciencia Joven, N°17, Buenos Aires, Eudeba.



ACTIVIDADES

6. Considere un compuesto molecular, el cloruro de hidrógeno, formado por cloro unido al hidrógeno.
 - a. Realice el diagrama de Lewis correspondiente a la molécula que forman estos dos elementos, teniendo en cuenta la cantidad de electrones que cada uno posee en el último nivel y los que necesita para estabilizarse. Tenga en cuenta que el hidrógeno posee sólo un electrón y el primer nivel energético sólo admite dos electrones.
 - b. ¿Cuántos enlaces covalentes se forman?

c. ¿Cuál es la fórmula molecular de la sustancia?

d. Escriba su fórmula desarrollada.

7. También puede aplicar sus conocimientos a otros casos.

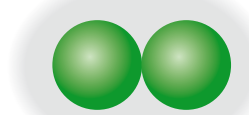
Le presentamos un cuadro con algunos datos, para que usted complete el resto.

Sustancia	Diagrama de Lewis	Fórmula molecular
Flúor		F ₂
Agua	H ·· $\ddot{\text{O}}$ ·· H	
Dióxido de carbono		CO ₂
Sulfuro de hidrógeno		H ₂ S
Amoníaco		NH ₃

En el caso de las sustancias simples, como los ejemplos vistos de las sustancias cloro, flúor, oxígeno o nitrógeno, el o los pares electrónicos compartidos se mueven alrededor de los núcleos de los átomos unidos pasando mayor tiempo entre ellos, ya que ambos los atraen con igual intensidad. Pero la situación cambia en los compuestos, donde los pares electrónicos son compartidos por átomos diferentes, que los atraen con intensidades distintas. En este caso, se puede producir el desplazamiento de estos pares compartidos, que dan lugar a asimetrías en la distribución de la carga eléctrica alrededor de la molécula: se forma lo que denominamos un **dipolo**.

Dos átomos de cloro comparten un par de electrones y la nube electrónica que los rodea es simétrica.

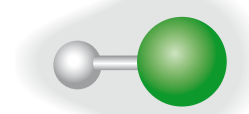
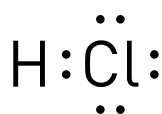
Unión covalente no polar (molécula no polar).



Si un átomo de cloro y uno de hidrógeno comparten un par de electrones, ellos estarán más tiempo cerca del átomo de cloro.

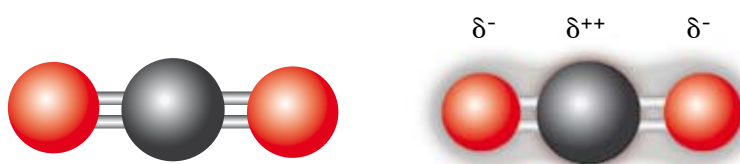
La nube electrónica no es simétrica.

Unión covalente polar (molécula polar).



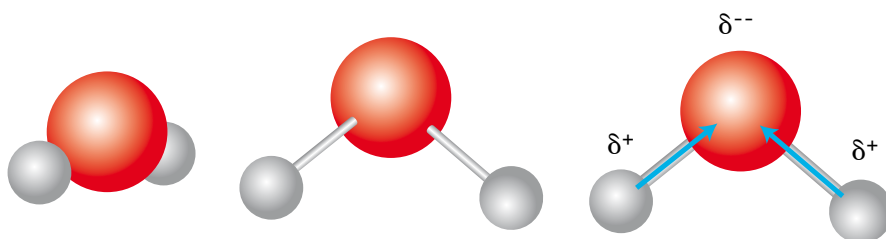
En estos casos un nuevo factor pasa a tener importancia para determinar la situación final: se trata de la forma en que los átomos que forman una molécula están ubicados en el espacio, ya que pueden dar lugar a una estructura simétrica o asimétrica, respecto de la distribución de las cargas eléctricas.

Por ejemplo, en el caso del dióxido de carbono, los dos átomos de oxígeno se ubican opuestos uno al otro, alineados con el átomo de carbono, dando como resultado una estructura simétrica. Aunque los electrones compartidos son atraídos en forma más intensa por el oxígeno que por el carbono, el resultado total, de acuerdo con la forma en que se ubican los tres átomos, es una molécula con las cargas distribuidas en forma simétrica.



La molécula de dióxido de carbono presenta dos enlaces covalentes dobles en su estructura.

Todo lo contrario sucede en el caso del agua, donde la forma de la molécula, angular, da como resultado una distribución de cargas asimétrica.



Tres formas de representar una molécula de agua.

Aparece un dipolo molecular, algo así como un pequeño imán con el extremo negativo dirigido hacia el oxígeno y el extremo positivo entre los átomos de hidrógeno. Esta estructura tiene gran influencia en las propiedades de la sustancia.

La unión covalente y las propiedades de las sustancias

En una sustancia que presenta exclusivamente uniones covalentes entre sus átomos, no tenemos una estructura formada por iones sostenidos por fuertes atracciones entre cargas opuestas, sino moléculas donde puede haber corrimientos más o menos marcados de la nube electrónica que rodea a los átomos unidos por enlaces covalentes. Las interacciones entre estas moléculas, también de tipo electrostático, son más débiles que las producidas entre iones y, en consecuencia, entregando menos energía se puede lograr la separación de las moléculas y el pasaje de la sustancia al estado líquido y luego al gaseoso. Es decir, podemos esperar que los compuestos moleculares presenten puntos de fusión y ebullición más bajos que en el caso de los compuestos iónicos.

Pero como las fuerzas que existen entre las moléculas pueden ser menos o más intensas, según sea su estructura más o menos simétrica, las sustancias formadas por moléculas pueden presentarse a temperatura ambiente como sólidas (por ejemplo el yodo), líquidas (por ejemplo el agua) o gaseosas (por ejemplo el cloro).

La tabla siguiente presenta algunos ejemplos que corroboran lo dicho y muestran nuevamente la relación estructura-propiedades.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cl ₂ (cloro)	-102	-34
HCl (cloruro de hidrógeno)	-115	-85
CCl ₄ (tetracloruro de carbono)	-22,9	76,4
C ₅ H ₁₂ (pentano)	-130	36,1
I ₂ (yodo)	114	183



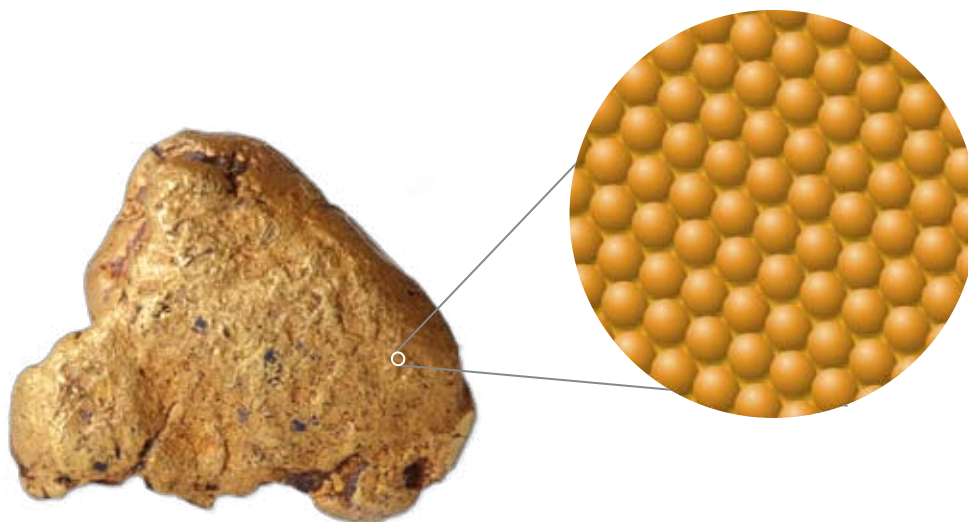
ACTIVIDADES

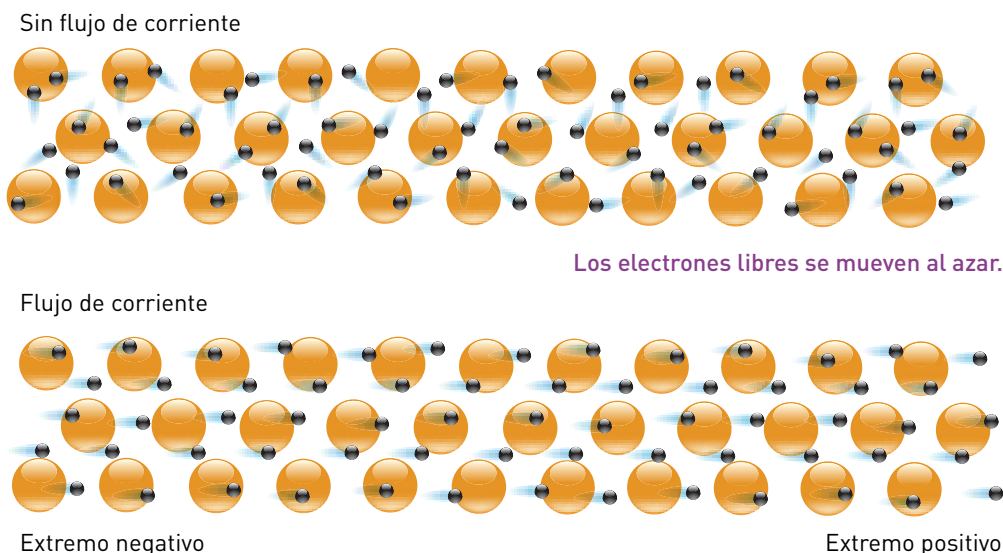
8. A partir de los datos que aparecen en la tabla anterior responda:
 - a. ¿Cuál o cuáles de las sustancias son gaseosas a temperatura ambiente (20 °C)? ¿Cuáles son líquidas?
 - b. ¿Cuál es la sustancia que tiene el mayor punto de ebullición?
 - c. ¿En cuál de ellas serán más intensas las fuerzas de atracción entre sus moléculas?
 - e. ¿Alguna de las sustancias dadas es sólida a temperatura ambiente? Justifique sus respuestas.
9. Analice el caso de sustancias simples y compuestos moleculares desde el punto de vista de la conducción de corriente eléctrica. ¿Puede esperar que sean buenos o malos conductores en estado sólido y fundidos, o sea en estado líquido? Justifique su respuesta.

Unión metálica y propiedades derivadas de ella

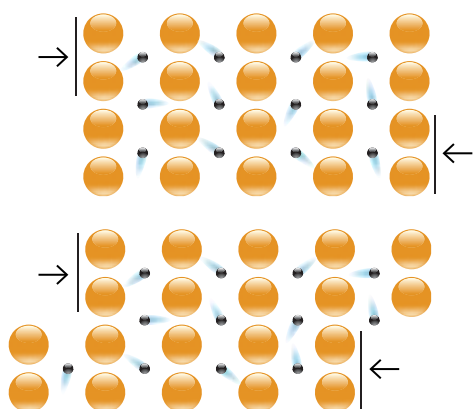
Hemos analizado el caso de la unión iónica en la que se produce una transferencia de electrones. Luego vimos la unión covalente en la que dos átomos comparten uno o más pares de electrones. El primer caso corresponde a la unión entre un metal y un no metal, el segundo entre átomos de no metales. ¿Cómo se unen los átomos de los metales?

La **unión metálica** es el tipo de enlace que caracteriza a los metales. Estos presentan, en estado sólido, una organización de sus átomos en estructuras compactas, generalmente con patrones cúbicos o hexagonales. El hecho de que sean buenos conductores de la electricidad ha llevado a proponer, como modelo del enlace en los metales, una estructura donde los electrones del último nivel de cada átomo no unen pares de átomos sino que forman una nube electrónica o **mar de electrones** que rodea a todo el conjunto de iones positivos (cationes). En otras palabras, los electrones de valencia son compartidos por todos los átomos de la red. Los metales conducen la electricidad porque estos electrones de valencia tienen relativa libertad para moverse a través del sólido, cosa que no ocurre en los sólidos iónicos o en los moleculares.





Los electrones libres se mueven del borne o extremo negativo al positivo.



Otras propiedades de los metales, como su maleabilidad y ductilidad, pueden también ser explicadas con el modelo del enlace metálico. Puesto que el enlace metálico no tiene carácter direccional fuerte, muchos metales pueden ser fácilmente deformados sin romperse. Bajo la influencia de una fuerza, un plano de átomos puede deslizarse sobre otro, pero a medida que lo hacen, los electrones son capaces de mantener algún grado de enlace entre los dos planos.

Muchos de los metales que conocemos y utilizamos diariamente no son puros, sino aleaciones, soluciones sólidas que se fabrican para modificar las propiedades de los metales. A menudo, una traza de carbono, fósforo o azufre, convierte un metal relativamente dúctil y maleable en un sólido muy quebradizo. Otra aleación muy conocida es el oro 18 quilates que se usa en joyería, una aleación que contiene un 25 % de plata y cobre, para obtener un material más duro, es decir, difícil de rayar.

Volvamos ahora a la pregunta que formulamos al comienzo de este tema. ¿Cómo se explica que haya compuestos diferentes formados por iguales elementos, tales como el alcohol común de farmacia (etanol) y el ácido acético presente en el vinagre?



ACTIVIDAD

10. Le presentamos como datos las fórmulas del ácido acético y del etanol, ambos formados por C, H y O.

Acido acético: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Etanol: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

- a. Ahora, necesitará consultar su Tabla Periódica para ubicar los tres elementos y determinar la configuración electrónica de sus átomos.

Le ayudará organizar los datos en una tabla como la siguiente:

Elemento	Grupo	Número de electrones del último nivel de energía
Carbono		
Hidrógeno		
Oxígeno		

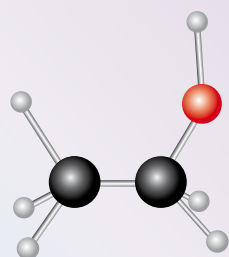
- b. Analice los datos y decida qué tipo de enlace puede esperar que se produzca entre ellos.
- c. El etanol y el ácido acético, ¿son compuestos iónicos o moleculares? ¿Por qué?

Es probable que haya determinado que los tres elementos que forman las sustancias en estudio son no metálicos, por lo que se establecerá entre ellos solamente uniones de tipo covalente. Se trata, entonces, de sustancias moleculares con diferentes cantidades de átomos enlazados formando las moléculas.

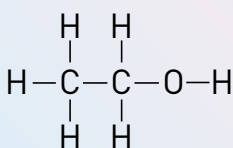


ACTIVIDAD

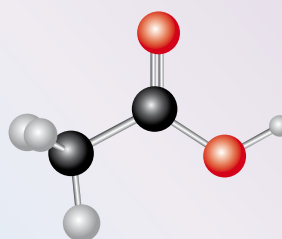
11. Analice las siguientes estructuras y determine si está de acuerdo con las fórmulas moleculares dadas en la actividad 10.



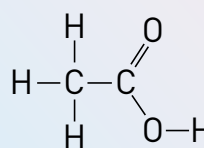
Representación
de una molécula
de etanol.



Fórmula
desarrollada
del etanol.



Representación
de una molécula
de ácido acético.



Fórmula
desarrollada
del ácido
acético.

En este momento podrá notar cómo una pequeña diferencia (un átomo de oxígeno) en la estructura de las moléculas de estas dos sustancias produce diferencias notables en sus propiedades, que hacen posibles los diversos usos que se dan a ellas. Por otra parte, hay ciertas semejanzas en sus estructuras y sabemos que el proceso de “agriado” del vino corresponde a la transformación del etanol (presente en el vino) en ácido acético (que es un componente del vinagre). Poco a poco, vemos cómo la visión submicroscópica de las moléculas y sus enlaces, permite explicar propiedades macroscópicas de las sustancias.



ACTIVIDAD

12. Seleccione entre diez y doce conceptos importantes relacionados con el tema “Enlaces entre átomos” y realice con ellos una red que sintetice el tema.

En la reunión con el tutor socialice esta red y compárela con la que presenten otros compañeros. ¿Son muy diferentes? ¿En qué? ¿Tienen algo en común?

LAS MOLÉCULAS TAMBIÉN INTERACCIONAN

Los enlaces entre átomos, para dar origen a las diferentes sustancias que utilizamos continuamente, permiten explicar, como ya vimos, diferentes propiedades de esas sustancias. Algunas de estas propiedades son muy importantes para nuestra vida, aunque a veces no nos damos cuenta. Por ejemplo, una característica muy particular del agua es que al estado sólido (hielo) flota en agua líquida. Si analiza otras sustancias, verá que en la mayoría de los casos, casi en todos, una sustancia sólida se hunde en esa misma sustancia en estado líquido. Por ejemplo, el plomo sólido se hunde en plomo líquido. ¿Lo sabía?



En zonas muy frías, el hielo que se forma en la superficie de lagos, ríos y mares permite la vida animal y vegetal.



El hielo flota en agua líquida porque la densidad del agua sólida es menor que la del agua líquida. Esta propiedad es muy importante para la vida acuática en los lagos, ríos y mares de zonas muy frías, ya que en épocas invernales sólo se congela la superficie y debajo de ella, donde sigue habiendo agua líquida, sigue existiendo vida animal y vegetal.



ACTIVIDAD

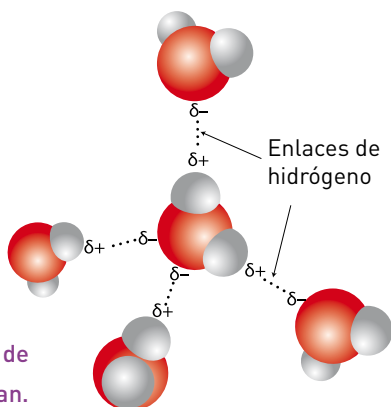
13. Lea las consignas y resuelva en su carpeta o cuaderno.
- ¿Qué deporte aprovecha esta característica del agua?
 - Explique el significado de la siguiente afirmación: “La densidad del agua líquida a 4 °C es 1,00 g/cm³”.



ACTIVIDAD

14. Le proponemos un sencillo experimento.
 - a. Llene totalmente con agua una botella de plástico y déjela tapada, con un tapón, en el congelador o en el *freezer* de su heladera.
 - b. Luego de varias horas, cuando se haya congelado toda el agua, observe qué ha sucedido.
 - c. ¿Cómo puede explicar lo que observó? Si puede, discútalo con su profesor tutor.

Las moléculas de agua interactúan.

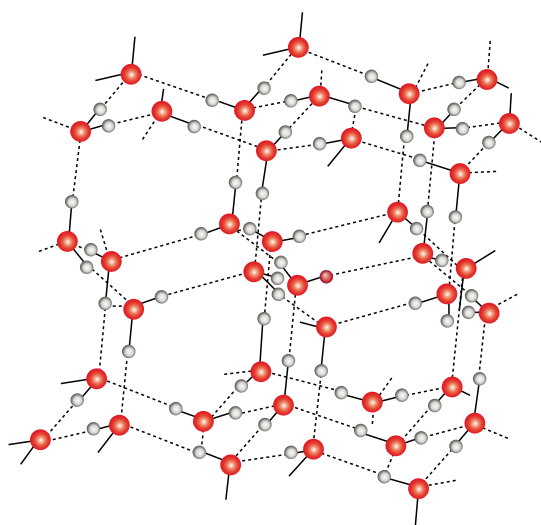


¿Cómo nos ayudan los nuevos conocimientos adquiridos en esta sección para explicar, a nivel submicroscópico, lo observado en el experimento?

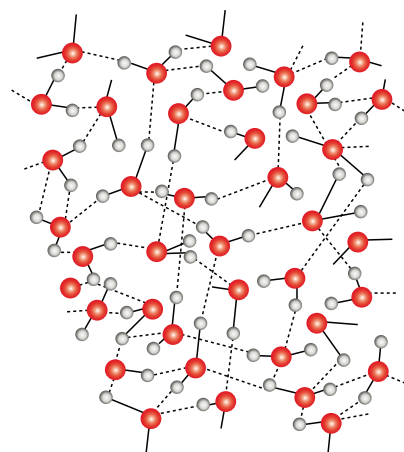
Cuando el agua se encuentra en estado sólido sus moléculas ya no se trasladan libremente, hay intensas fuerzas de atracción y por lo tanto sus movimientos son mucho más restringidos.

El estado sólido es en general más ordenado que el líquido, pero además, en el caso del agua, en el estado sólido las moléculas se encuentran más alejadas unas de otras que en el estado líquido, por la forma en que se “acomodan”.

Como consecuencia, la misma cantidad de moléculas de agua ocupa más lugar cuando están ordenadas en el sólido que cuando se desordenan en el estado líquido. Por eso se observa que el agua líquida cuando solidifica, aumenta su volumen. Un aspecto negativo del aumento de volumen del agua cuando solidifica es que se rompen las cañerías que la contienen, cuando la temperatura desciende por debajo de 0 °C. Esto genera problemas en las zonas frías donde, por ejemplo, se hace necesario utilizar anticongelantes en el radiador de los automóviles.



Estado sólido.



Estado líquido.



ACTIVIDAD

15. De acuerdo con lo visto:
- Cuando un trozo de hielo funde (se transforma en líquido), ¿ocupa un volumen menor o mayor que el inicial?
 - ¿La solidificación del agua, es un proceso físico o químico?, ¿por qué?
 - Cuando se produce la fusión de un trozo de hielo, ¿cambia su masa?, ¿por qué?, ¿cambia su volumen?, ¿por qué?

SOLUBILIDAD: OTRO EJEMPLO DE LA RELACIÓN ESTRUCTURA-PROPIEDADES

Acabamos de ver que una vez que se caracteriza cada uno de los enlaces en un compuesto y se conoce cómo están dispuestos sus átomos en el espacio, se abre la puerta a la interpretación de las propiedades de esa sustancia.

Nos detendremos ahora en otra propiedad: la solubilidad de diferentes sustancias en distintos solventes.

Usted prepara a diario algunas soluciones, por ejemplo agrega sal en el agua donde cocina unos fideos, endulza su mate o quita una mancha de grasa de una tela con un poco de solvente o quitamanchas. Pero, ¿quitaría la mancha de grasa con agua?

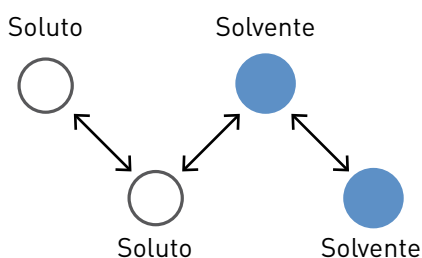


ACTIVIDAD

16. Diseñe un experimento que le permita responder a las preguntas: ¿cualquier sustancia se disuelve en cualquier otra?, ¿el agua lo disuelve todo?
- Utilice azúcar, naftalina, trocitos de vela, sal y algunos líquidos que puede obtener con cierta facilidad, tales como agua, alcohol, acetona o quitaesmalte, solvente para limpiar pisos, nafta.
- Piense cómo podría realizar las comparaciones, de qué forma organizará las actividades y cómo registrará los resultados que obtenga.
 - Muestre a su tutor el plan de trabajo que ha diseñado y luego llévelo a la práctica.
 - ¿Qué conclusiones extrae de sus observaciones?
 - ¿Por qué puede decir que el azúcar y la cera de la vela tienen comportamientos de solubilidad “opuestos”?

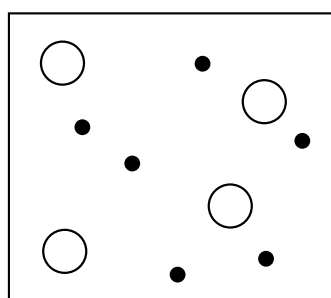
Para relacionar el comportamiento de las diferentes sustancias ante diversos disolventes, volveremos a tener en cuenta las interacciones que pueden presentarse entre las partículas involucradas en el proceso de disolución (iones y moléculas).

Como señala el diagrama, hay interacciones entre las partículas del solvente, entre las del soluto, y entre las de uno y otros componentes del sistema.

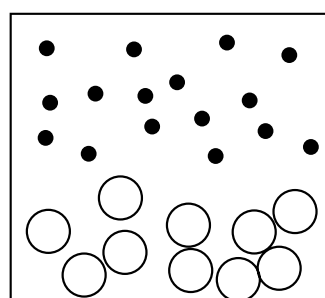


Consideremos primero el caso en que tanto el soluto como el solvente sean sustancias moleculares. Si todas las interacciones entre las diferentes moléculas son aproximadamente de igual intensidad, se produce una mezcla al azar de estas moléculas: se obtiene una mezcla homogénea, una solución.

Pero si las fuerzas de atracción entre moléculas diferentes son mucho más débiles que entre moléculas semejantes, los componentes permanecen separados formando una mezcla heterogénea: no se produce la disolución.



Mezcla homogénea:
se produce la disolución.



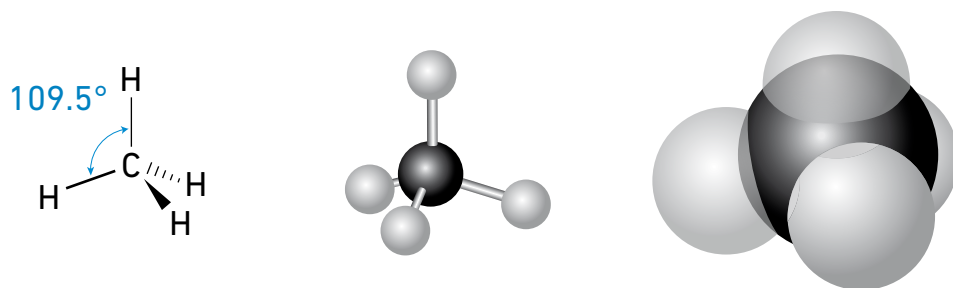
Mezcla heterogénea:
no se produce la disolución.

Si mezclamos azúcar, cuyas moléculas son polares, con agua, cuyas moléculas también son polares, nos encontraremos en el primer caso: el azúcar se disuelve en el agua. Pero si mezclamos el agua con naftalina, tendremos el caso opuesto, tal como habrá observado si pudo realizar el experimento anterior. Una mancha de grasa no se puede disolver en agua (polar) pero sí en nafta (líquido formado por hidrocarburos cuyas moléculas son no polares).



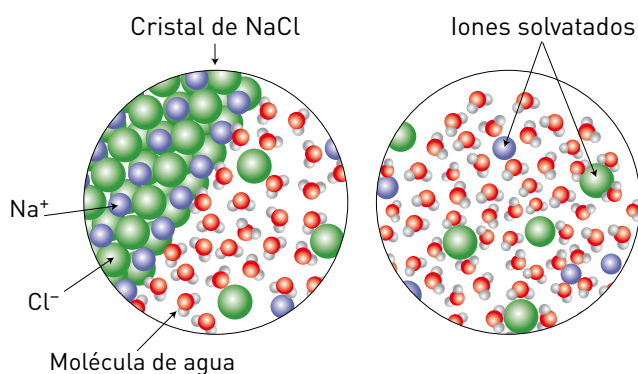
ACTIVIDAD

17. El metano, CH_4 , es el principal componente del gas de red que usamos en la cocina. El estudio de su estructura indica que los cuatro átomos de hidrógeno se encuentran organizados en forma simétrica alrededor del átomo central de carbono, tal como muestra la imagen.



- Analice las interacciones que pueden producirse entre moléculas de metano y moléculas de agua.
- Prediga si este gas será soluble en agua. Dé argumentos que apoyen su respuesta.

El caso de la sal nos lleva a otra situación, ya que ahora analizamos la solubilidad de un compuesto iónico. En este caso, el diagrama siguiente explica lo que sucede.



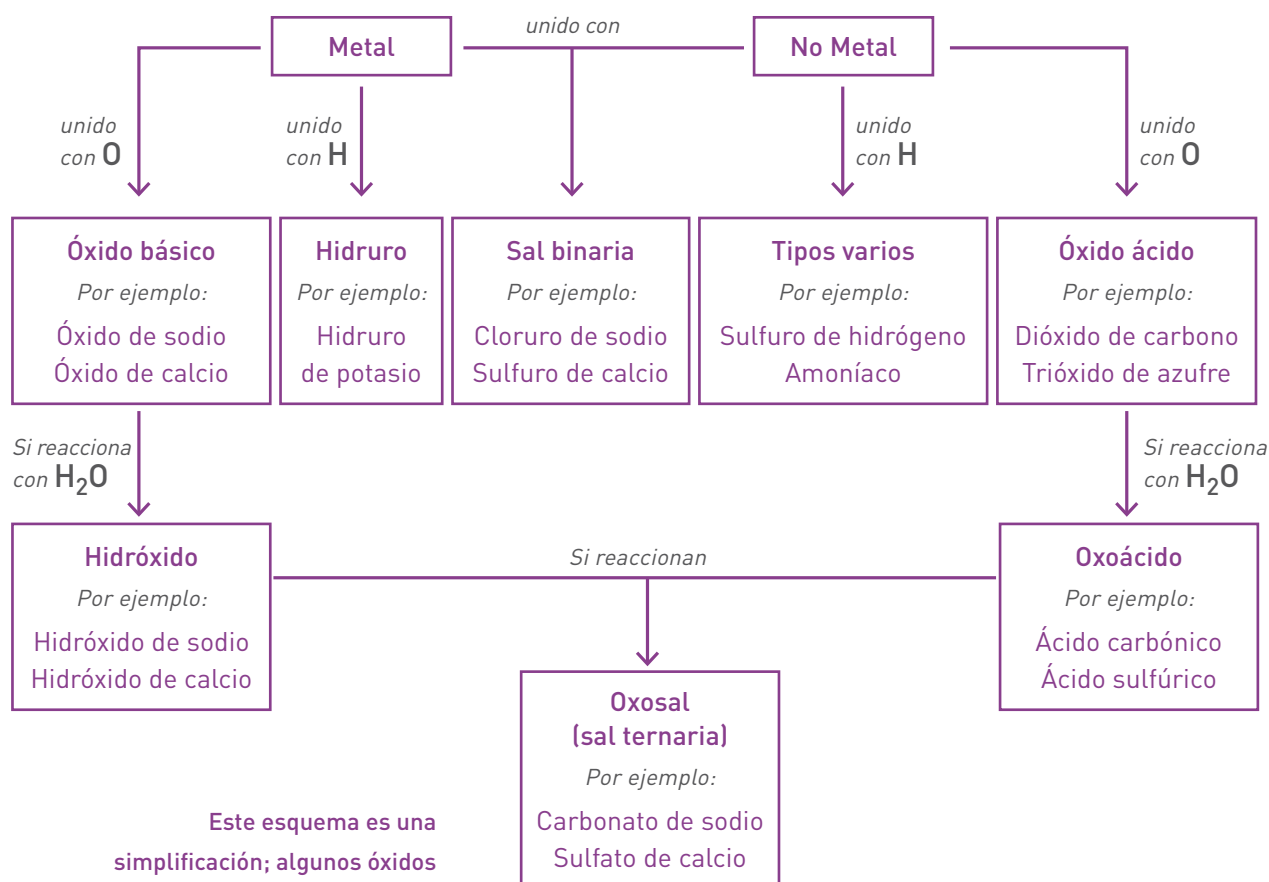
Los extremos negativos de los dipolos de las moléculas de agua se acercan y rodean a los iones positivos del sólido iónico, mientras que los extremos positivos de otras moléculas rodean a los aniones. Si las fuerzas de atracción ion-dipolo son suficientemente intensas como para vencer las fuerzas de atracción entre los iones en la red cristalina, se producirá la disolución. Esto es lo que ocurre entre el cloruro de sodio y el agua pero no entre el carbonato de calcio (mármol) y el agua.

ALGO ACERCA DE LOS NOMBRES DE LAS SUSTANCIAS

Con las fórmulas se representan las sustancias, pero también tenemos el nombre como otra forma de identificación.

Antiguamente, se usaban nombres que se relacionaban con la forma de obtención, el color o alguna otra propiedad. Pero a medida que aumentaba la cantidad de sustancias conocidas se hacía más evidente la necesidad de alguna forma sistemática de nombrarlas.

En el siguiente diagrama aparecen los tipos de sustancias más comunes y algunas de las reglas usadas para darles nombre.



Este esquema es una simplificación; algunos óxidos básicos no dan hidróxidos por reacción con agua.

Entre los compuestos más conocidos podemos mencionar el dióxido de carbono (CO₂), presente en el aire y producto de la respiración, así como el hidróxido de sodio (NaOH), cuyo nombre comercial es soda cáustica y se usa para destapar cañería. También el amoníaco (NH₃) que suelen contener los líquidos desengrasantes, y la solución acuosa de cloruro de hidrógeno (HCl), conocida químicamente como ácido clorhídrico y en las ferreterías con el nombre de ácido muriático, utilizado para limpiar mármoles y algunos metales.

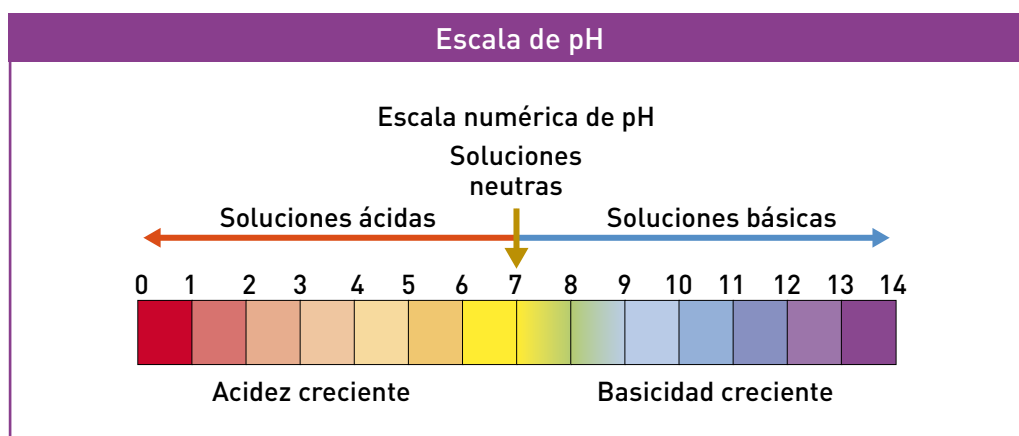
Las sales, tanto las binarias como las ternarias, aparecen continuamente a nuestro alrededor: el yeso (sulfato de calcio, CaSO₄), la sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl), el mármol (carbonato de calcio, CaCO₃) y tantas otras.

La tabla que sigue reúne algunos de los muchos compuestos que se usan con frecuencia, con su nombre químico.

Nombre común	Uso	Fórmula del compuesto activo	Nombre químico	Tipo de sustancia
Sal	Alimentación	NaCl	Cloruro de sodio	Sal binaria
Cal viva	Construcción	CaO	Óxido de calcio	Óxido básico
Leche de magnesia	Medicina: antiácido y laxante	Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio	Hidróxido
Soda cáustica	Destapacañerías, fabricación de jabón	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido
Lavandina	Blanqueador	NaClO	Hipoclorito de sodio	Oxosal
Amoniaco	Usos domésticos	NH ₃	Amoniaco	Hidruro de no metal
Hielo seco	Refrigerante de alimentos	CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido ácido
Mármol, piedra caliza	Construcción	CaCO ₃	Carbonato de calcio	Oxosal
Ácido de batería	Componente de baterías de autos	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Oxoácido
Arena	Construcción	SiO ₂	Dióxido de silicio o sílice	Óxido ácido
Ácido muriático	Limpieza	HCl	Acido clorhídrico (cloruro de hidrógeno en solución acuosa)	Hidruro de no metal

Las sustancias que mencionamos anteriormente tienen características particulares. Algunas son ácidas (por ejemplo el HCl, el H₂SO₄) y otras básicas como los hidróxidos (por ejemplo el hidróxido de potasio cuya fórmula es KOH). Una sustancia ácida neutraliza la acción de una sustancia básica y viceversa. Al mirar las etiquetas de muchos antiácidos estomacales podemos leer que contienen hidróxidos.

Existe una escala que da la indicación acerca de la acidez o la basicidad de las soluciones acuosas, es la llamada escala de **pH**, que contiene una serie de números que van de 0 a 14.



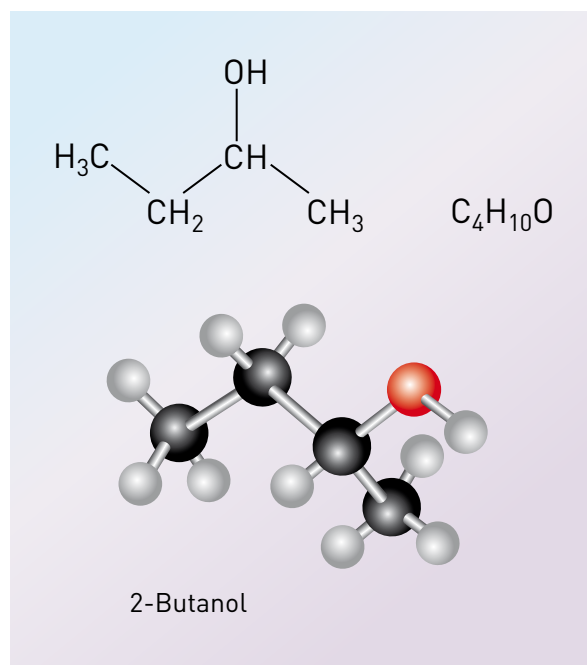
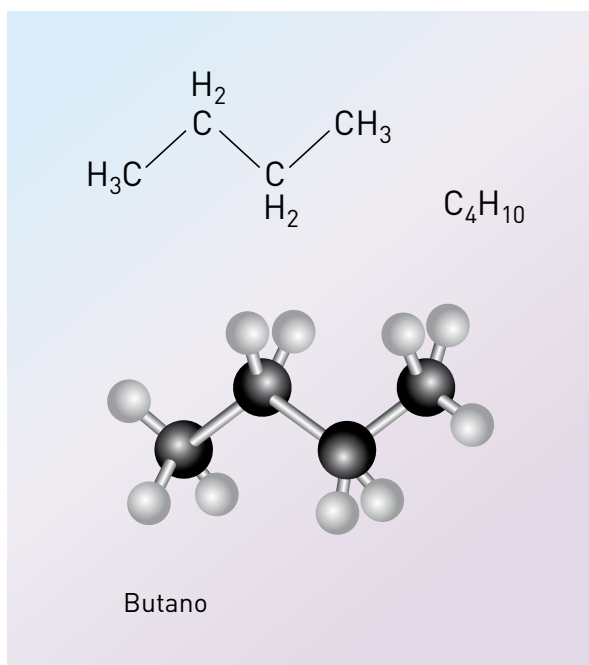
LOS COMPUESTOS DE CARBONO

Durante mucho tiempo se pensó que los compuestos presentes en los seres vivos formaban una categoría especial, no comparable con el resto de las sustancias que forman todos los otros materiales. Estos compuestos, que siempre contienen como elemento fundamental al carbono, se denominaron “compuestos orgánicos” y se consideraba que no podían ser preparados en forma artificial.

Actualmente sabemos que esto no es así: los **compuestos de carbono** presentes en los seres vivos pueden ser preparados en un laboratorio, aunque en algunos casos resulta extremadamente difícil lograrlo. Sin embargo, por tradición se los sigue llamando compuestos orgánicos.

La enorme cantidad de compuestos del carbono se debe a una característica especial de este elemento, sus átomos se van uniendo formando cadenas, además de unirse con átomos de otros elementos, principalmente con hidrógeno (H), frecuentemente con oxígeno (O) y nitrógeno (N). También con azufre (S) y otros. En esta unidad ya trabajamos con algunos compuestos orgánicos, como el ácido acético y el etanol, también mencionamos la sacarosa (azúcar común) y el metano (componente del gas natural). En la Unidad 4, volveremos sobre las cadenas de carbono, al estudiar diferentes materiales nuevos elaborados por los humanos.

Las siguientes fórmulas corresponden a compuestos orgánicos:

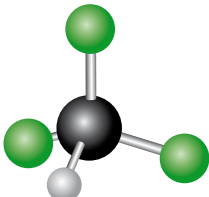



Recordemos que para representar los átomos con esferas, existe un código internacional de colores. Para el átomo de carbono el negro, para el oxígeno el rojo y para el hidrógeno el blanco o gris muy claro.



ACTIVIDAD

18. En el siguiente cuadro aparecen fórmulas, representaciones moleculares de algunas sustancias orgánicas y algunos usos. Le pedimos que lo complete.

Nombre	Fórmula molecular	Modelo molecular	Fórmula estructural	Usos
Cloroformo o triclorometano	CHCl_3			Durante mucho tiempo fue usado como anestésico. Debido a su toxicidad, actualmente sólo tiene usos industriales.
Metanal			$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	En solución acuosa al 40 % es el formol. Es tóxico. Se lo emplea como materia prima en la obtención de plásticos.
Acetileno o etino			$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	Se lo emplea en el soplete oxiacetilénico con el que se sueldan metales.

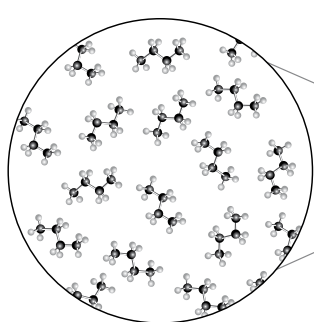
Esta Unidad nos ha permitido establecer una fuerte relación entre la estructura submicroscópica de las sustancias, descrita mediante el modelo atómico y el modelo de uniones químicas, y las propiedades que esas sustancias nos muestran a diario que las hacen útiles para diferentes fines. Conocer esta relación permite seleccionar entre diferentes sustancias las más adecuadas para determinados usos. Pero también llevó a los químicos a pensar en la posibilidad de sintetizar (es decir fabricar por medio de procesos químicos) estructuras determinadas, que sirvieran para usos especiales. Veremos más adelante algunos de los resultados obtenidos a partir de estas ideas.



ACTIVIDADES INTEGRADORAS

19. Al observar unos minutos un vaso con hielo y agua líquida, colocados hasta el borde del recipiente, de modo que el hielo sobresale, se pueden distinguir algunas situaciones. Explíquelas.
- El vaso “se empaña”.
 - El hielo se funde.
 - El agua líquida que finalmente queda contenida en el vaso no se derrama.

20. Explique los siguientes hechos:
- Las moléculas de los halógenos son diatómicas.
 - El nitrógeno, cuyo un punto de ebullición de $-193\text{ }^{\circ}\text{C}$, es gaseoso a temperatura ambiente.
 - La fórmula del cloruro de aluminio es AlCl_3 y no otra.
 - En la ensaladera se observan gotas de aceite y vinagre sin mezclar.
21. Elija la opción correcta y explique por qué la eligió: “el azúcar se disuelve en agua porque las moléculas de azúcar...”
- se rompen en pequeñas estructuras.
 - son atraídas por las moléculas de agua.
 - pasan al estado líquido.
 - se meten dentro de las moléculas de agua.
 - se combinan con las moléculas de agua y forman una sustancia nueva.
- Usando el modelo corpuscular esquematicen el fenómeno explicado.
22. El gas que contiene los encendedores es una mezcla de alrededor de 80 % de propano (C_3H_8) y de 20 % butano (C_4H_{10}); ambos son subproductos de la destilación del petróleo. Son hidrocarburos, esto es, sustancias formadas por carbono e hidrógeno. Revise la siguiente imagen y responda:



- ¿Qué gas se está representando a nivel submicroscópico en la imagen?
 - ¿Cuál es su fórmula estructural? ¿Y su fórmula molecular?
 - ¿La mezcla de gases dentro del encendedor es una solución, es decir, una mezcla homogénea? ¿Por qué se ve un líquido si son gases?
 - ¿Por qué al accionar la válvula de escape del encendedor se escucha un ruido del contenido que está saliendo que no “moja”?
 - ¿Por qué estos gases no se disuelven en agua y sí en nafta?
23. Uno de los compuestos más utilizados como solvente de limpieza en seco, refrigerante y en las decorativas lámparas de lava es el tetracloruro de carbono (CCl_4). Hasta 1970, se lo usó como pesticida para matar insectos en granos almacenados. Luego fue prohibido su uso en los productos de consumo en los Estados Unidos.
- También en la novela “*Time Out of Joint*” de Philip K. Dick, el tetracloruro de carbono se menciona como una droga recreativa entre los jóvenes de fines del siglo XX, que se conoce como “*Woojy*”.
- Plantee la fórmula o estructura de Lewis del compuesto mencionado. Indique cuántas y cuáles son las uniones que se forman entre los átomos de sus moléculas y si estas son polares o no polares.
 - Si se le manchara la ropa con corrector, ¿la podría remover con agua? ¿Serviría el tetracloruro de carbono como solvente? ¿Por qué?

UNIDAD 4

Cambios en el entorno,
cambios en nuestro cuerpo...

INTRODUCCIÓN

Una de las características más notables del mundo que nos rodea es que continuamente se están produciendo cambios de todo tipo: el hierro se oxida, la sal se disuelve en agua, el perfume se evapora, cocinamos los alimentos, los bosques se queman, a veces catastróficamente... y también la industria química produce materiales que a veces aumentan nuestro confort, en otros casos mejoran nuestra salud, aunque también pueden causarnos daños.

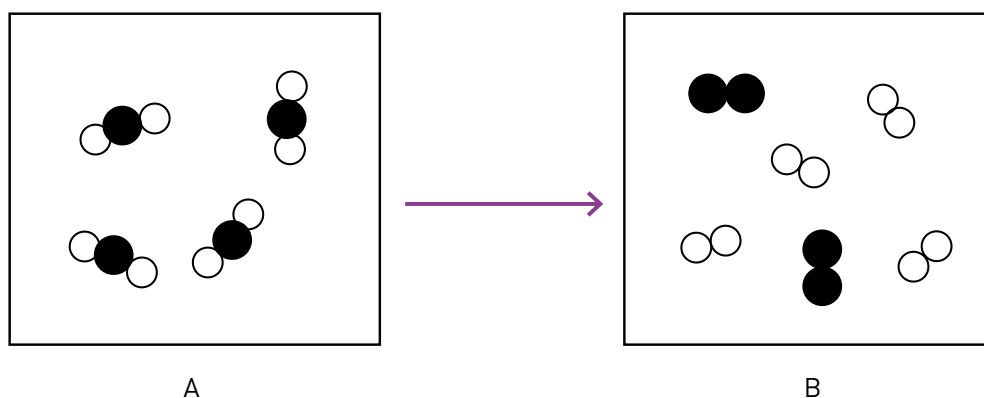
Por otra parte, en nuestro organismo se producen en todo momento cambios: digerimos los alimentos que ingerimos, respiramos y crecemos.

En todos estos cambios están involucrados los materiales de nuestro entorno y, además, la energía, frecuentemente transmitida de un sistema a otro en forma de calor.



ACTIVIDADES

1. Clasifique los cambios enumerados en la Introducción, en cambios físicos y químicos. ¿Recuerda la diferencia entre estos dos tipos de cambios? Nos referimos a ellos en la primera Unidad. Si lo necesita puede repasar sus conocimientos volviendo allí.
2. La figura A representa un sistema con el modelo atómico-molecular. Se lo calienta y vuelve a enfriar y el sistema final tiene la estructura atómico-molecular representada en la figura B. Según estos diagramas, infiera si se ha producido un cambio físico o un cambio químico. Argumente su respuesta.

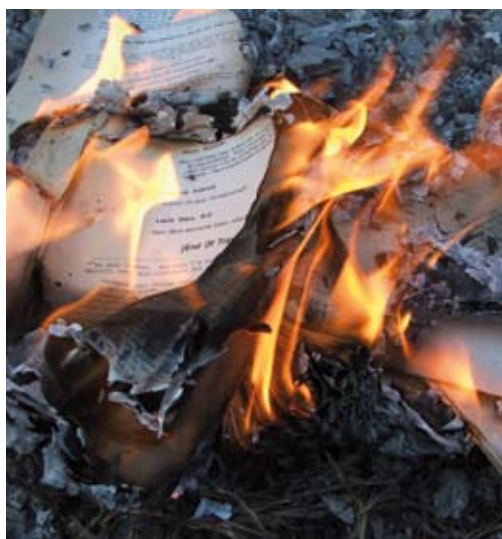


LA COMBUSTIÓN: UN CAMBIO QUÍMICO IMPRESCINDIBLE



ACTIVIDAD

3. Analice las imágenes y enumere aspectos que tienen en común los diversos objetos que se muestran. Luego, intente responder las siguientes preguntas.
 - a. ¿A qué supone que se debe la diferencia en el color de las llamas?
 - b. ¿Por qué no se debe usar una estufa a querosén en un ambiente totalmente cerrado?
 - c. ¿Por qué para avivar las brasas se las suele apantallar?



En todos estos objetos se produce un cambio muy particular, que las personas usan desde hace miles de años: la **combustión**. ¿Qué se necesita para que se produzca la combustión? En primer lugar, algo para quemar, es decir un **combustible**.



ACTIVIDADES

4. Revea los casos presentados en la actividad anterior y mencione cuál es el combustible que usted considera que se utiliza en cada caso.
5. Mencione al menos tres combustibles que utilice con frecuencia. Pero con el combustible no alcanza, ¿qué más se necesita para que el combustible resulte útil?

6. Es posible que a lo largo de su vida haya apagado muchas velas pero.... ¿sabe cómo funciona una vela? Piense acerca de las condiciones que se deben cumplir para que una vela arda y continúe encendida.

Para ayudarlo a responder, le proponemos algunos experimentos sencillos:

- a. Encienda una vela, obsérvela cuando comienza a arder y luego de varios minutos.
 - I. ¿Qué necesitó hacer para encenderla?
 - II. Compare cómo es la vela luego de unos minutos respecto de cómo era al inicio del experimento.
 - III. Apague la vela. ¿De cuántas maneras diferentes puede hacerlo?
- b. Prenda de nuevo la vela y cúbrala con un vaso alto de vidrio.
 - I. ¿Qué pasa?
 - II. Observe las paredes del vaso. ¿Cómo están?
 - III. ¿Aparece algo en el fondo del vaso? ¿Qué aspecto tiene?Anote todas sus observaciones.



7. Después de realizar estos experimentos seguramente ya podrá contestar las siguientes preguntas.
 - a. ¿Qué se quema de la vela, el material del cuerpo de la vela (cera/parafina), el pabilo (hilo de algodón que recorre el interior del cuerpo de la vela o ambos)?
 - b. ¿Por qué se apaga la vela cuando no hay aire?
 - c. ¿Por qué se apaga la vela cuando se la sopla?
 - d. ¿Soplamos aire?
 - e. Después de un rato de combustión, el tamaño de la vela disminuye. ¿Dónde está lo que desapareció de la vela?
 - f. Si toca la llama, se quema. ¿De dónde proviene el calor?
 - g. ¿Qué ocurriría si encerráramos en el vaso, en lugar de la vela ardiendo, una mosca?

Las actividades realizadas, junto con su experiencia con diferentes formas de combustión, le habrán llevado a algunas conclusiones importantes respecto del proceso que estamos analizando.

Para que se produzca la combustión, se necesita no sólo un combustible sino además aire que provee el **comburente**, la sustancia que reacciona con el combustible haciendo posible la combustión (en el caso de una combustión en el aire, el comburente es el oxígeno), y una **temperatura de ignición** (en el caso de la vela, dada por el fósforo encendido) para que el sistema combustible-comburente llegue a la temperatura necesaria para continuar por sí solo la reacción. Se dice que un material combustible es inflamable si comienza a arder a una temperatura relativamente baja.

Decimos habitualmente que la combustión requiere la presencia de aire, tal como lo necesita un ser vivo para respirar. Estos resultados nos hacen pensar que puede haber cierta semejanza entre la **respiración** y la **combustión**.

No cabe duda, el **aire** juega un importante papel en estos procesos; pero, en realidad, ¿es todo el aire o sólo una parte de él, la que interviene en los procesos de respiración y de combustión? Al apagarse la vela, ¿no quedó nada de aire en el frasco?, ¿todo el aire que contenía el frasco se gastó en la combustión de la vela o en la respiración de la mosca?

Es posible responder a estas preguntas, ya que diferentes experimentos permiten comprobar que se ha consumido tan solo una parte del aire que estaba encerrado en el frasco: se trata del **oxígeno**, uno de los componentes de la mezcla gaseosa que denominamos aire.

En consecuencia, podemos resumir lo dicho de la siguiente manera:

Para que se produzca una combustión tienen que estar en contacto un **combustible** (material que arde) y un **comburente** (material que reacciona con el combustible) a una temperatura mínima que es la **temperatura de ignición**, cuyo valor depende del combustible de que se trate.



ACTIVIDAD

8. Reflexione e intente dar una respuesta. ¿Por qué se troza la madera para que arda mejor?

Podemos decir que tanto la respiración como la combustión son procesos en los que se produce una reacción química con el oxígeno, en términos químicos se las denomina **oxidaciones**.

En la combustión se libera una importante cantidad de energía, en forma de calor, que se transfiere a otros sistemas. Por eso se dice que se trata de un proceso **exotérmico** (*exo*: hacia fuera; *térmico*: calor).

En resumen, podemos sintetizar el proceso de combustión con un esquema como el siguiente:



Hay procesos en los que es necesario entregar energía al sistema: son los procesos endotérmicos (*endo*: hacia adentro), en los que se absorbe calor. Por ejemplo, la reacción durante la cual el agua oxigenada se descompone en oxígeno y agua.



ACTIVIDADES

9. Observe la siguiente imagen y luego responda.



- Enumere los diferentes cambios que se producen cuando usted enciende la cocina y pone a cocinar un huevo.
 - Señale cuál o cuáles son exotérmicos y cuál o cuáles endotérmicos.
10. Resuma los conceptos principales del tema tratado hasta aquí en esta Unidad. Use un esquema, cuadro o red conceptual para dicho resumen. Póngalo a consideración de su tutor. Compárelo con los presentados por otros compañeros. ¿Son diferentes? ¿Qué tienen en común?

EL LENGUAJE SIMBÓLICO PARA DESCRIBIR CAMBIOS QUÍMICOS

Con los símbolos de los elementos se expresan mediante **fórmulas** la identidad de las sustancias. A su vez, las fórmulas se utilizan para describir lo que sucede con las sustancias cuando se produce un cambio químico, lo que denominamos una **reacción química**. Estos cambios se describen por medio de **ecuaciones químicas**. Las ecuaciones químicas tienen dos miembros, separados por una o dos flechas.

Una reacción química es un proceso por el cual, como resultado de la interacción de la materia, una o más sustancias se convierten en otra u otras. Para que se produzca este cambio, es necesario que se rompan los enlaces que mantenían unidos a los átomos (o iones) en las sustancias iniciales y que estos átomos (o iones) se reordenen para formar las sustancias finales, que son diferentes a las iniciales.

La ecuación química simboliza la información sobre la reacción química.

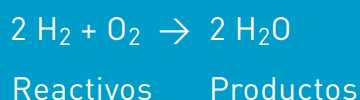
- Especifica cuáles son los **reactivos**, es decir las sustancias que van a reaccionar. Se las escribe a la izquierda de la flecha.
- Consigna cuáles son los **productos**, es decir lo que se obtiene de la reacción. Se escriben a la derecha de la flecha.
- Indica de qué manera los átomos de los reactivos se reacomodan en los productos.
- Suele señalar el estado de agregación, tanto de los productos como de los reactivos.

Como la materia no se crea ni se destruye, en una ecuación química, el número y tipo de átomos existentes en los reactivos debe ser igual al de los productos.

Por ello, pueden aparecer delante de la fórmula de las sustancias participantes unos números o **coeficientes** que evidencian la conservación del número de átomos en la reacción. Al proceso para obtener estos coeficientes se le denomina **balanceo o ajuste** de la ecuación.

Si suponemos que, por ejemplo, se quema hidrógeno (el combustible) en presencia de oxígeno (el comburente) estas sustancias son los reactivos o sustancias iniciales.

Como resultado de este proceso se obtiene una sustancia nueva, agua, el producto o sustancia final. La ecuación química que corresponde a este proceso es la siguiente:



En una reacción química puede haber uno o más reactivos y originarse uno o más productos.

Esta ecuación se lee: “Si dos moléculas de hidrógeno (cada una de ellas tiene dos átomos de hidrógeno) reacciona con una molécula de oxígeno (que tiene dos átomos de oxígeno) da dos moléculas de agua (cada una de ellas tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno). Observe que de cada lado de la ecuación quedó representado igual número de átomos de cada uno de los elementos: cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno

Para ampliar la información podemos agregar el estado de agregación de cada sustancia; (g) para el estado gaseoso, (l) para el líquido y (s) para el sólido. La ecuación sería entonces:



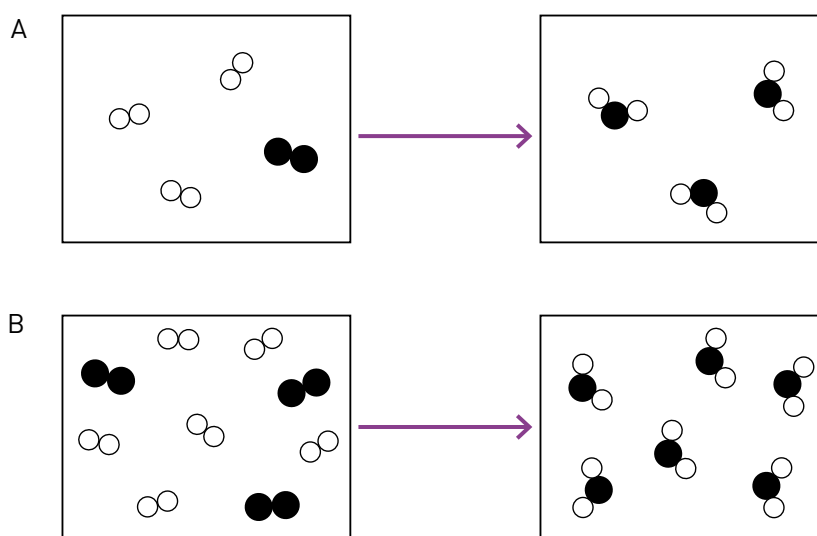
Es evidente que nunca podremos aislar dos moléculas de hidrógeno para que reaccione con una sola molécula de oxígeno. En realidad, **la ecuación nos indica la proporción en que estas moléculas reaccionan para originar los productos**. Esa proporción se mantiene si tengo una, cien o mil millones de moléculas. En cualquiera de estos casos necesitaremos una molécula de oxígeno por cada dos moléculas de hidrógeno para obtener dos moléculas de agua: esa es la información básica que da la ecuación química que estamos analizando. Si partiéramos de dos millones de moléculas de hidrógeno se necesitaría un millón de moléculas de oxígeno y se obtendrían dos millones de moléculas de agua.

Un poco más adelante en esta Unidad usted verá cómo usar esa información al trasladarla a la vida diaria.



ACTIVIDAD

11. Utilizando el modelo atómico molecular, seleccione entre los esquemas que aparecen debajo el que corresponde a la reacción química de combustión de hidrógeno antes simbolizada. Los círculos negros representan átomos de oxígeno y los blancos átomos de hidrógeno.



Veamos el caso del carbono. La ecuación correspondiente a la reacción de **combustión completa** (en presencia de todo el oxígeno necesario) es:



Si la cantidad de oxígeno disponible no es suficiente, se produce lo que se denomina una **combustión incompleta**, que da lugar a la producción de otro compuesto, el peligroso monóxido de carbono. La ecuación será entonces:



ACTIVIDAD

12. Lea las consignas y luego resuelva.
 - a. Clasifique las sustancias de la ecuación anterior en simples y compuestas.
 - b. Explique por qué fue necesario colocar el número dos (2) delante de la fórmula del monóxido de carbono.
 - c. Represente con dibujos el cambio químico simbolizado con la ecuación anterior. Para representar los átomos utilice círculos.

En general, los combustibles que se utilizan a diario son sustancias que no están formadas sólo por carbono. El gas natural, por ejemplo, es una mezcla fundamentalmente de dos **hidrocarburos**: el metano, **CH₄** presente en casi un 95 %, y el etano **C₂H₆**, en una proporción mucho menor. La nafta y el querosén también son mezclas de hidrocarburos, ambos son derivados del petróleo.

Recuerde que los hidrocarburos son sustancias compuestas que están formadas exclusivamente por los elementos carbono e hidrógeno.

Cuando se produce la combustión de estos hidrocarburos, se forman dos sustancias: dióxido de carbono y agua. También se libera energía en forma de calor, todos los procesos de combustión son exotérmicos.



ACTIVIDAD

13. Resuelva las siguientes consignas en su cuaderno o carpeta.
 - a. Escriba la ecuación balanceada correspondiente a la combustión del metano.
 - b. Traduzca en palabras lo que indica esa ecuación, especialmente lo que significan los coeficientes, es decir, los números ubicados delante de las fórmulas.
 - c. Represente con dibujos el proceso en estudio.
 - d. Discuta, con sus compañeros y con su tutor, qué enlaces se rompen y cuáles son los que se forman al obtener los productos.

Una combustión completa de hidrocarburos da como productos dióxido de carbono y agua, pero si el oxígeno escasea la combustión es incompleta. En estos casos, como ya vimos, aparecen otros productos: el peligroso monóxido de carbono (**CO**) y eventualmente partículas de carbono que se desprenden y son las responsables del humo y del tiznado que aparece en las ollas. Si usted observa su cocina, podrá notar que cuando la llama que produce es amarilla, se ensucian sus ollas, en cambio si la llama que se obtiene es azul clara, esto no sucede.

Efectivamente, el color amarillo se debe a la presencia de partículas de carbón que no han formado óxidos, y que debido a la alta temperatura de la llama se ponen incandescentes. Cuando note que la llama de su cocina o calefón comienza a tomar un color amarillo muy luminoso, debe destapar los quemadores (destapar los agujeritos que permiten la entrada de aire) ya que ese hecho está indicando que la combustión no es completa y que, consecuentemente es muy probable que se esté formando monóxido de carbono. Por otra parte, la combustión incompleta libera menor cantidad de calor que la completa, por lo que para obtener una determinada cantidad energía, se gasta más combustible que si la combustión fuese total.



¿Por qué es peligroso el monóxido de carbono? Porque es una sustancia incolora e inodora, de manera que no se detecta su presencia en el aire, pero cuando es inhalado produce intoxicación y eventualmente puede llevar a la muerte. El efecto tóxico se debe a que el **CO** se combina con la hemoglobina de la sangre, formando un compuesto muy estable e impidiendo el transporte del oxígeno a todo el organismo. La persona intoxicada con **CO** debe ser atendida con urgencia. Las habitaciones en las que se producen combustiones (por ejemplo en una estufa a querosén) deben estar muy ventiladas, nunca totalmente cerradas. De ser posible, es conveniente utilizar las llamadas estufas a gas de tiro balanceado, que se instalan de manera tal que los productos de la combustión salen hacia el exterior de la habitación y tienen una entrada continua de aire.

Hasta este momento hemos mencionado como materiales combustibles, al carbón, la nafta, el gas natural, el querosén, el hidrógeno, pero también son combustibles el alcohol, la madera, el papel, el gasoil. El alcohol, la madera y el papel están formados por sustancias que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno; el gasoil contiene hidrocarburos.

EL MOL, LA UNIDAD PARA CONTAR PARTÍCULAS

Hemos mencionado los reordenamientos de átomos que se producen en un cambio químico y analizado su efecto. Imaginariamente podemos contar la cantidad de átomos de cada tipo presentes en los reactivos y controlar que todos ellos estén presentes en los productos de la reacción, representada por la ecuación correspondiente. Pero en nuestra vida diaria, cuando queremos utilizar los cambios químicos para nuestro beneficio, por ejemplo al cocinar o al poner en marcha el automóvil, lo que hacemos habitualmente es tomar una cierta masa de sustancia o medir volúmenes de líquidos, es decir usar cantidades de sustancias que, ya lo sabemos, están formadas por enormes cantidades de átomos y moléculas. Pero, ¿cuántas moléculas hay en el gas que sale del quemador de la cocina? ¿Cuántas moléculas hay en el frasco de alcohol que tenemos en el armario? ¿Y en la nafta que tiene el tanque de un automóvil?

Necesitamos una unidad útil para expresar la masa de los átomos y de las moléculas, una que permita comparar cantidades de partículas, ya sean átomos, moléculas, iones, etc. En otras palabras, nos hace falta un nexo entre el mundo submicroscópico, donde hablamos de las partículas que forman la materia, y el mundo que nos rodea, a nivel macroscópico, donde tenemos gramos o kilogramos de sustancias, litros de gases o líquidos.

La pregunta a contestar es, ¿cómo relacionamos lo que imaginamos a través del modelo atómico-molecular y lo que vemos suceder en nuestro hogar o en el laboratorio? ¿Cómo “cuentan” los químicos las cantidades de partículas que intervienen en las reacciones químicas, las que están presentes en la masa de sustancia que reacciona?

La respuesta implica la presentación de una nueva unidad para “contar” la cantidad de partículas o “entidades elementales” que contiene una muestra de materia.

Esta unidad es el **mol**. Dado que las partículas que se cuentan en moles son muy pero muy pequeñas, el número de partículas contenidas en un mol es muy pero muy grande:

$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ unidades}$
602.000.000.000.000.000.000
es decir, ¡seiscientos dos mil trillones!

Podemos considerar que el mol es una unidad de cantidad, como el par, la docena o la gruesa, pero referida a una muestra de sustancia.

Las unidades o “entidades elementales” que agrupa un par, una docena, un mol o una gruesa son:

1 par de guantes = 2 guantes
1 docena de huevos = 12 huevos
1 mol de átomos = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 gruesa de clavos = 144 clavos

En muchos casos es indispensable indicar qué partículas o “entidades elementales” se están contando, ya que de no hacerlo no quedaría claro a qué muestra nos referimos.

Por ejemplo: cada una de las siguientes cantidades se refieren a diferentes entidades elementales: 1 mol de átomos de C, 1 mol de moléculas de O_2 , 1 mol de iones Na^+ , 1 mol de electrones. En los cuatro casos, se trata de la misma cantidad de partículas, pero en cada caso las partículas son diferentes, tienen diferente masa y en consecuencia la masa de cada mol de partículas es distinta. A esa masa la denominamos **masa molar (M)** y es la masa de un mol de partículas. Su unidad es gramo/mol.

Mol significa montón, mole, pila, al hablar de un mol de átomos nos referimos a “un montón de átomos”. El valor numérico del mol, que es el resultado de un largo camino de mediciones y convenciones, se denomina **Número de Avogadro** (N_A), en homenaje a un científico italiano que contribuyó al desarrollo de la química moderna.

1 mol de partículas = N_A partículas = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.
Masa de un mol de partículas (en gramos) = masa molar (M) de esas partículas.



ACTIVIDAD

14. Resuelva en su cuaderno o carpeta cada una de las situaciones planteadas.

- a. ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de 1 mol de átomos de C, es decir la masa molar del C? Para que pueda responder a esta pregunta, le recordamos algunos datos: masa atómica del C: 12,0 u

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de átomos de C} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

El problema se resuelve planteando una proporción o una regla de tres simple. Si lo considera necesario consulte con su tutor la forma de operar matemáticamente con potencias de 10.

- b. Compare el valor de la masa atómica en unidades de masa atómica (u) con el valor de la masa molar. ¿Qué tienen en común? ¿En qué se diferencian?



ACTIVIDAD

15. Resuelva las siguientes consignas.

- Calcule la masa molecular relativa del agua (masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica, u) y la masa de 1 mol de moléculas de agua (utilice la Tabla Periódica para obtener las masas atómicas que necesite).
- Analice los resultados que obtiene, saque conclusiones. ¿Son semejantes a las que obtuvo en la Actividad 14?

Los resultados obtenidos en las actividades anteriores, como habrá deducido, permiten llegar a la generalización que usaremos para establecer la conexión entre los niveles macroscópico y submicroscópico, esto es, lo que percibimos directamente y lo que no vemos aunque usemos un microscopio óptico. Compren demos este “mundo submicroscópico” a través de modelos explicativos.

La masa de una partícula (átomo, ion o molécula) expresada en unidades de masa atómica, u, tiene el mismo valor numérico que la masa de un mol de esas partículas, expresada en gramos.

Entonces queda clara la importancia de la unidad para contar partículas.

El mol es la conexión entre los mundos de la macroescala y la microescala, lo visible y lo que no se puede ver directamente.

Por ejemplo, para conocer la masa de 1 mol de moléculas de dióxido de carbono calculamos su masa molecular efectuando la suma de las masas atómicas de los átomos que integran la molécula. Así, siendo su fórmula CO_2 , y buscando los valores de las masas atómicas en la Tabla Periódica, para su masa molecular tenemos $12 + 2 \cdot 16 = 44$.

Por lo tanto, la masa de 1 mol de moléculas es 44 g. En 44 g de dióxido de carbono hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de dicha sustancia.



ACTIVIDAD

16. Ahora le proponemos resolver diferentes problemas donde se aplican las conexiones que acaba de establecer. Todos se resuelven a partir del planteo de una proporción o una regla de tres simple.

- ¿Cuántos átomos de sodio hay en 0,3 mol de átomos de Na?
- Una muestra de dióxido de carbono está formada por $1,21 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcule cuántos moles de moléculas contiene la muestra.
- Una botella de limpiador “con amoníaco” contiene 1,7 g de NH_3 . Calcule cuántos moles de amoníaco hay en la botella.
Consulte sus respuestas con su profesor tutor.

LOS CÁLCULOS BASADOS EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Ya tenemos ahora un puente entre los dos niveles en que podemos analizar los diferentes sistemas con que trabajamos. Ahora nos interesa ver cómo es posible usar este puente para realizar otra lectura de las ecuaciones químicas, tal como se usan en la industria o en el laboratorio.

Retomemos la ecuación correspondiente a la combustión del metano. Usted ya sabe que los productos de la combustión completa de este gas son dióxido de carbono y agua, de manera que la ecuación balanceada es:



La lectura que hasta ahora se hacía de esta ecuación era: “una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua”. Pero, como ya se indicó antes, en la realidad nunca se trabaja con una molécula sino con grandes cantidades de ellas.

La ecuación nos indica la proporción entre las diferentes sustancias que intervienen en la reacción, sea una molécula o millones de ellas. Y es aquí donde interviene el concepto de mol: podemos interpretar la ecuación en función de moles de moléculas, diciendo “un mol de moléculas de metano reacciona con dos moles de moléculas de oxígeno produciendo un mol de moléculas de dióxido de carbono y dos moles de moléculas de agua”. Ahora nos estamos refiriendo a enormes cantidades de moléculas, con una gran ventaja: podemos traducir estas cantidades de moléculas a masas de sustancia, puesto que sabemos (o podemos calcular) la masa molar de cada sustancia, a partir de los datos de masas atómicas que aparecen en la Tabla Periódica. Veamos cómo hacerlo.



ACTIVIDAD

17. Complete las filas de la siguiente tabla, para la ecuación de combustión del metano:

	CH ₄	O ₂	CO ₂	H ₂ O
Masa molecular		32		
Masa molar		32 g/mol	44 g/mol	
Función (reactivo o producto)		reactivo		producto
Nº de moles que aparecen en la ecuación	1	2		
Masa que se representa en la ecuación		64 g		

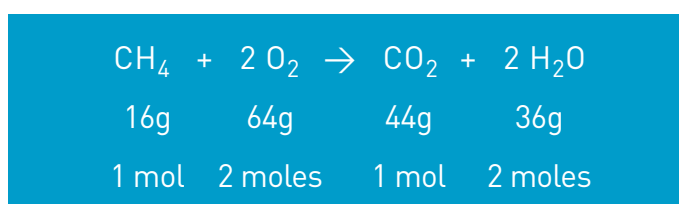
- ¿Cuál es la masa total de los reactivos representada en la ecuación?
¿Y la masa de productos?
- Saque conclusiones de los resultados que obtiene.

Sus resultados le han hecho notar que al final de la reacción tendremos la misma masa de sistema, aunque las sustancias que lo forman sean diferentes de las iniciales.

Toda esta información, como pudo ver en la actividad que acaba de realizar, puede ser extraída de la ecuación balanceada, utilizando el concepto de mol y las masas molares de las sustancias involucradas en la reacción. Es decir que, a partir del modelo atómico-molecular y el concepto de mol, es posible interpretar un cambio químico a diferentes niveles; la ecuación correspondiente nos permite visualizar cómo se reordenan los átomos de los reactivos para dar lugar a los productos y también nos permite realizar cálculos con masas de sustancia, que podemos medir en una balanza.

Veamos un ejemplo de estos cálculos. Si se hacen reaccionar 100 g de metano con la cantidad necesaria de oxígeno, ¿qué masa de oxígeno será necesaria para que todo el metano reaccione?

Necesitamos escribir la ecuación balanceada correspondiente a la reacción; utilizando las masas molares y teniendo en cuenta la cantidad de moles de cada sustancia que aparecen en la ecuación, podemos colocar debajo de cada una los datos numéricos correspondientes:



y plantear la relación correspondiente para el caso que debemos resolver

si usando **16 g de metano** — se necesitan — **64 g de oxígeno**

para **100 g de metano** — se necesitan — **$x = 64 \text{ g} \times 100 \text{ g} / 16 \text{ g}$**
 $= 400 \text{ g de oxígeno}$



ACTIVIDAD

18. Para la misma reacción que acabamos de plantear, pero considerando la combustión de 600 g de metano, realice los cálculos necesarios y responda:
 - a. ¿Qué masa de cada producto se obtendrá?
 - b. ¿Cuántos moles de metano han reaccionado?
 - c. ¿Cuántos moles de moléculas de oxígeno se utilizaron?
 - d. ¿Cuántos moles de cada producto se obtendrían?
 - e. Si necesitáramos obtener 500 g de dióxido de carbono, ¿de qué cantidad de moles de metano debemos partir?

HABLEMOS UN POCO DEL PETRÓLEO

Los combustibles que se han usado en diferentes épocas han ido cambiando, en función de la disponibilidad: madera de los bosques, carbón “de piedra” (hulla, antracita) fueron usados durante siglos.



Se supone que el carbón proviene de la transformación de la madera de grandes bosques que quedaron enterrados, durante millones de años, a gran presión y sin contacto con el aire. Se trata de un combustible **fósil** (proviene de seres que vivieron hace muchísimo tiempo). El tipo de carbón formado depende de la madera de la que provenga y de las condiciones ambientales (tiempo empleado, presión, temperatura, etc.). El carbón más antiguo es la **antracita**, es el que contiene mayor porcentaje de carbono y el que tiene mayor poder calorífico (genera más calor por cada gramo que se quema). Son carbones más modernos la **hulla** y el **lignito**, el más reciente y el de menor poder calorífico es la **turba**. En la Argentina, existen yacimientos de carbón en las provincias de La Rioja, San Juan, Río Negro, Neuquén, Mendoza, Chubut y Santa Cruz. El más importante, y que se explota, es el de Río Turbio, ubicado en la última provincia mencionada.

Desde el siglo XIX la principal fuente de combustibles pasó a ser el **petróleo**, llamado “oro negro”, que dio origen a tantos y tan variados productos.

Petróleo es una palabra que proviene del latín “petroleum”, (*petra*=piedra, *oleum*=aceite, “aceite de piedra”). Con ese nombre describimos diferentes sistemas, que se presentan en general como líquidos cuyo color va del marrón-verdoso hasta el negro, insolubles en agua, aceitosos, algunos tan fluidos como el agua, otros tan espesos como la brea, de olor generalmente fuerte. La densidad de los petróleos varía entre $0,7 \text{ g/cm}^3$ y $0,9 \text{ g/cm}^3$.

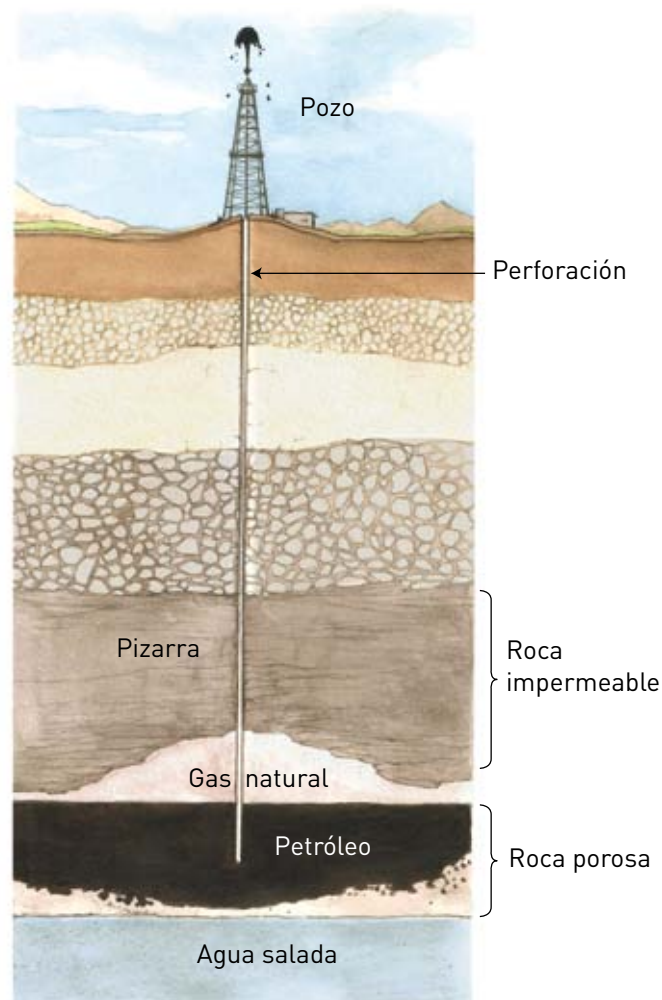


ACTIVIDAD

19. Cuando se derrama petróleo en el mar, forma una capa sobre el agua.
 - a. Señale qué propiedades del petróleo permiten explicar este hecho.
 - b. ¿Cuáles considera que pueden ser las consecuencias ambientales de este suceso?
 - c. ¿A qué se puede deber un derrame de petróleo en el mar? ¿Se le ocurre alguna idea para contribuir en la resolución de esta problemática?

La teoría más aceptada acerca del origen del **petróleo** señala que se formó por lenta descomposición, a muy altas presiones y temperaturas, y sin contacto con el aire, de la materia orgánica (proveniente de seres vivos) acumulada en cuencas oceánicas y lacustres, en otras eras geológicas.

Debido a la gran diferencia entre el ritmo actual de consumo del petróleo y el de su formación geológica, es evidente que se trata de un **recurso natural no renovable** en la escala de tiempo humano. Se lo encuentra encerrado en formaciones rocosas, no en forma de lagos subterráneos sino ocupando los poros de ciertas rocas (como agua en una esponja) y sometido a la presión del llamado "gas natural". Al perforar un pozo, la presión hace que el petróleo o "crudo" fluya a través de los poros y por la tubería del pozo.



En nuestro país existen varias zonas en las que se explota el petróleo, éstas son:

- **Noroeste:** comprende los yacimientos de Salta, Jujuy y Formosa.
- **Cuyana:** corresponde al norte de Mendoza.
- **Neuquina:** abarca Neuquén, Río Negro, La Pampa y sur de Mendoza. A esta zona le corresponde el mayor porcentaje de las reservas.
- **Golfo San Jorge:** comprende los yacimientos de Chubut y norte de Santa Cruz.
- **Austral:** incluye el sur de Santa Cruz, Tierra del Fuego y la cuenca marina.



ACTIVIDAD

20. Indique en el siguiente mapa las diferentes zonas en las que se explota el petróleo. Fueron mencionadas en la página anterior.



El **petróleo** es una compleja mezcla de cientos de hidrocarburos, es decir compuestos formados por carbono e hidrógeno. Suele contener además, en pequeñas proporciones, algunos compuestos que contienen otros elementos como oxígeno, azufre, nitrógeno, e incluso metales como níquel, hierro y vanadio.



ACTIVIDAD

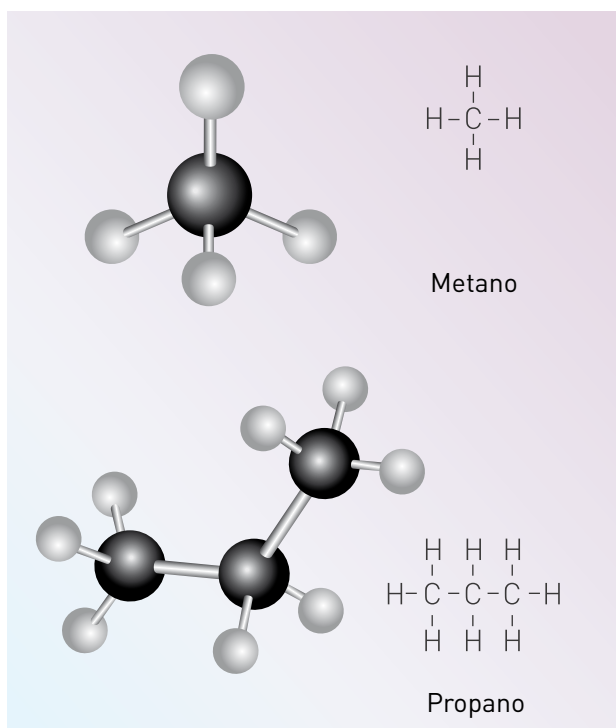
21. Resuelva las siguientes consignas en su cuaderno o carpeta.

- ¿Es correcto decir que el petróleo es una sustancia? Explique cómo llegó a su respuesta.
- ¿Los hidrocarburos son sustancias simples o compuestas? ¿Por qué?
- De las siguientes fórmulas indique cuál o cuáles corresponden a hidrocarburos:

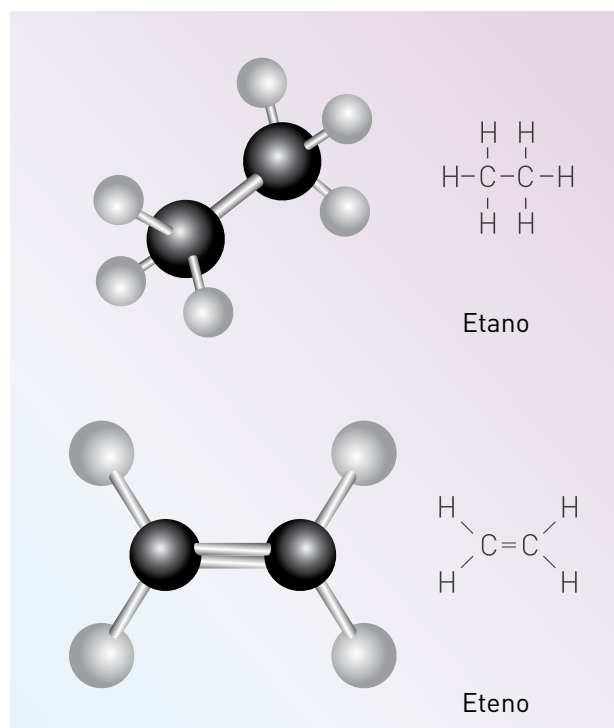
I. CH_4O II. C_5H_{12} III. CO_2 IV. CH_3Cl

Ya mencionamos en la Unidad 3 que los compuestos tales como los hidrocarburos y otros que contienen cadenas de átomos de carbono suelen denominarse compuestos orgánicos.

En el petróleo y en el gas natural se encuentran diferentes hidrocarburos, los gaseosos formados por cortas cadenas de átomos de carbono, y muchos otros de cadenas más largas, lineales o ramificadas, con enlaces simples, dobles y/o triples entre átomos de carbono, como los que muestran las fórmulas desarrolladas y modelos moleculares que acompañan este texto, en esta página y en la siguiente.

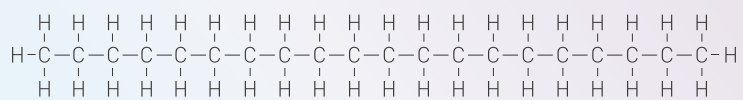
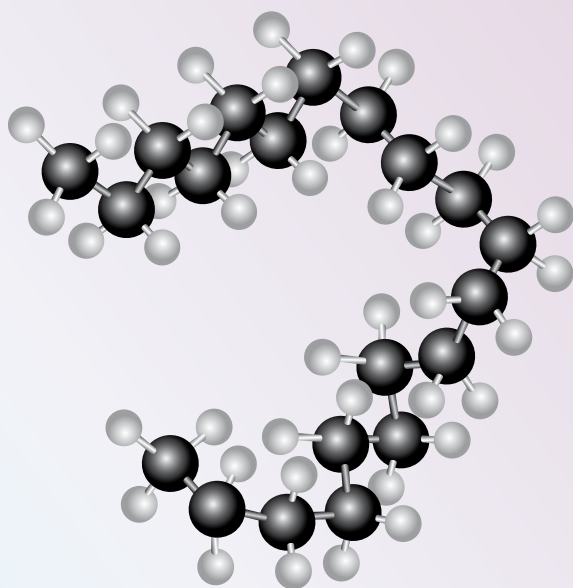


Los prefijos indican número de átomos de carbono:
met = 1; et = 2, prop = 3.

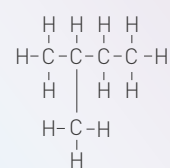
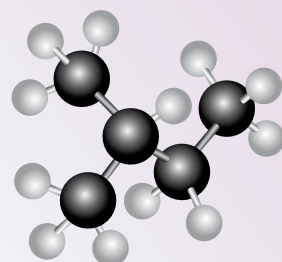


El nombre eteno surge de considerar: “et” refiere a dos átomos de carbono; “eno” indica doble enlace entre átomos de carbono.

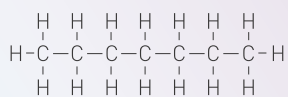
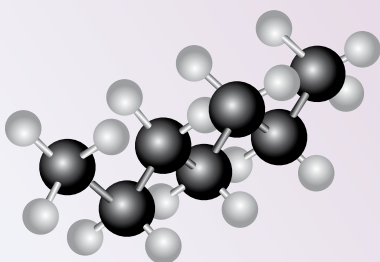
La mezcla de hidrocarburos que forma el petróleo no sirve como tal para ser usada como combustible, por lo que debe ser separada en diferentes fracciones (nafta, querosén, etc.) por medio de un proceso de destilación, que aprovecha los diferentes puntos de ebullición de los hidrocarburos.



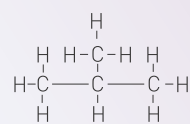
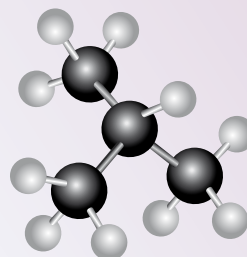
Eicosano



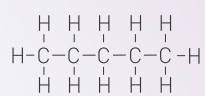
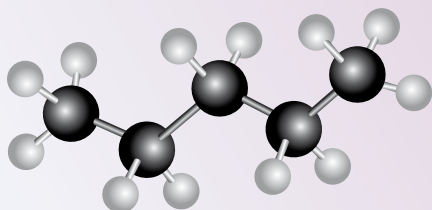
Metilbutano



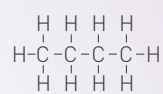
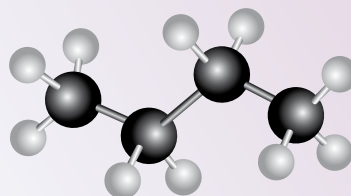
Heptano



Metilpropano



Pentano



Butano



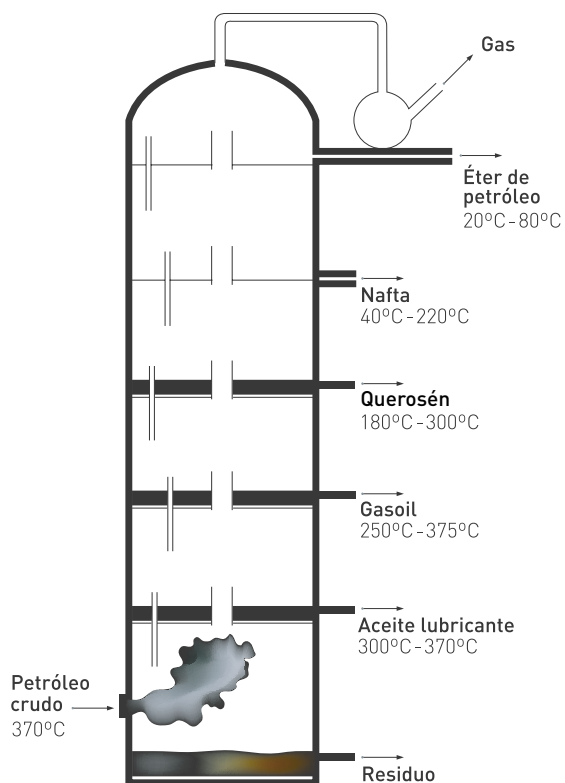
ACTIVIDAD

22. En la unidad anterior vimos que la estructura de las diversas moléculas influye en las interacciones que se producen entre ellas, y por lo tanto incide en los puntos de fusión y ebullición de las sustancias. La tabla que sigue presenta los puntos de ebullición de varios hidrocarburos. Analice estos datos y responda a las preguntas que se formulan debajo.

Hidrocarburo	Punto de ebullición (°C)
Butano (C ₄ H ₁₀)	- 0,5
Decano (C ₁₀ H ₂₂)	174
Etano (C ₂ H ₆)	- 88,6
Heptano (C ₇ H ₁₆)	98,4
Hexano (C ₆ H ₁₄)	68,7
Metano (CH ₄)	- 161,7
Nonano (C ₉ H ₂₀)	150,8
Octano (C ₈ H ₁₈)	125,7
Pentano (C ₅ H ₁₂)	36,1
Propano (C ₃ H ₈)	- 42,1

- ¿Con qué criterio están ordenados los datos de la tabla? ¿Resulta útil esa forma de presentación de los datos? ¿Por qué?
- Si deseamos buscar una regularidad o una tendencia entre estos puntos de ebullición, ¿qué organización de los datos ayudaría en esta tarea?
- Una vez reorganizados los datos, indique cuáles de las sustancias son gases a temperatura ambiente (20 °C), y cuáles hierven entre 20 °C y nuestra temperatura corporal (37 °C).
- Explique con sus palabras cuál es la regularidad que puede inferir del estudio de los datos reorganizados.
- Vuelque en un gráfico los datos de la tabla, ubicando en el eje “x” (eje horizontal o de abscisas) el número de átomos de carbono de las moléculas de la sustancia considerada, desde 1 hasta 13, y en el eje “y” (eje vertical o de ordenadas) temperaturas desde -200 °C hasta + 250 °C. Busque una escala apropiada para cada uno de los ejes, de manera que al incluir los datos dados, no quede un gráfico demasiado pequeño ni demasiado grande. Por ejemplo, en el eje “x” puede tomar 1 cm = 1 átomo de carbono, así, para siete átomos de carbono le corresponderá 7 cm. Tenga en cuenta que, en el eje “y” debe incluir valores negativos. En este eje la escala puede ser, por ejemplo, 1 cm = 100 °C. Si tiene dudas para realizar el gráfico, puede consultar con su profesor tutor.
- Continuando la tendencia de la línea del gráfico con una línea de puntos (extrapolación), estime también el punto de ebullición de los hidrocarburos de 11 y 12 átomos de carbono por molécula. Compare con los valores reales, que puede buscar en tablas o consultar con su profesor tutor.

Como acaba de deducir, los hidrocarburos con cadenas más largas, hierven (y condensan) a mayor temperatura que los de cadena más corta. Al tener más átomos, las interacciones entre las moléculas son más intensas. La relación entre la estructura y las propiedades es utilizada para obtener los diferentes derivados del petróleo que se usan para diversos fines.



El esquema muestra una torre de fraccionamiento de petróleo. Se calienta el crudo hasta unos 400 °C y se hacen pasar los vapores producidos a través de la torre. Los diferentes “cortes” o mezclas de hidrocarburos de punto de ebullición cercano, se recogen a diferentes alturas, dado que los vapores, al ascender por la columna e irse enfriando, condensan (vuelven al estado líquido) a distintas alturas. Como el horno se encuentra en la base de la torre, a medida que ascendemos por ella, es decir, a medida que nos alejamos de la fuente de energía, la temperatura se hace cada vez menor. Así, de los niveles más altos salen las fracciones constituidas por los hidrocarburos más volátiles, como el gas de petróleo y la nafta. A medida que descendemos nos encontramos con las fracciones menos volátiles (que hierven a mayor temperatura), por ejemplo, el querosén y el gasoil.

Principales productos del fraccionamiento del petróleo crudo			
Nombre	Intervalo aproximado de P.Eb. (°C)	Nº de átomos de carbono por molécula	Usos
Gas natural	Menor que 20	1 a 4	Combustible, gas doméstico, calefacción doméstica.
Éter de petróleo	20 a 80	5 a 7	Solvente.
Nafta	40 a 220	5 a 12	Combustible para autos.
Querosén	180 a 300	11 a 16	Combustible para aviones.
Gasoil	250 a 375	14 a 18	Combustible diesel.
Aceite lubricante	300 a 370	15 a 24	Lubricante para autos y maquinaria.
Asfalto	Material muy viscoso	Más de 30	Pavimento.
Residuo	Sólido	Más de 30	Combustible.

Destilería de
petróleo en
Ensenada
perteneciente
a YPF,
Provincia de
Buenos Aires.



Este proceso de separación de las diferentes fracciones, también llamadas subproductos del petróleo, se realiza en las refinerías o destilerías de petróleo, como la de Ensenada en la provincia de Buenos Aires o la ubicada en Plaza Huincul, provincia de Neuquén.

Los combustibles de mayor demanda son las naftas, el querosén y el gasoil. Los químicos han perfeccionado determinados procesos, que se realizan después de la destilación fraccionada y en las refinerías de petróleo, mediante los cuales se obtienen mayor cantidad de combustible, aquellos más solicitados, como ciertos tipos de naftas. Por otra parte, la adición de determinadas sustancias mejora la calidad de las naftas, (y aumenta su precio) y en algunos casos provocan problemas relacionados con la contaminación atmosférica. La investigación continua ha llevado a modificar las características de algunos de los materiales que se utilizaban para evitar dichos problemas.



ACTIVIDAD

23. Lea las consignas y resuelva.
- Escriba las fórmulas moleculares de las sustancias de la páginas 113 y 114.
 - Averigüe qué combustibles se venden en la estación de servicio más próxima a su domicilio y cuál es el destino más frecuente.



Los componentes del gas natural no tienen olor, para detectar fácilmente la existencia de pérdidas o fugas se le añaden sustancias llamadas mercaptanos, que le dan el olor característico.

Como hasta el momento no todas las localidades de nuestro país cuentan con una red de gas natural, en muchas se utiliza el llamado **gas licuado** que se expende envasado en garrafas o tubos. Este combustible está formado por una mezcla de propano y butano (extraídos del gas natural y del que se obtiene al realizar la destilación del petróleo).

A fines de 1991 comenzó a ser utilizado, en nuestro país, el **gas natural comprimido** (GNC) como combustible para automóviles, que fueron previamente adaptados para ello. La red de estaciones de expendio de este combustible se va ampliando lentamente.

COMBUSTIÓN Y CONTAMINACIÓN

Un rápido recorrido histórico por la forma en que las personas aprovecharon la combustión desde que dominaron la técnica del fuego, indica que los combustibles usados han ido variando a medida que se necesitaron en mayores cantidades, debido a que más persona y más industrias los requerían. Los investigadores químicos fueron encontrando métodos para mejorar la calidad de los combustibles obtenidos a partir del petróleo, aumentando así su disponibilidad.

Pero todo este aumento del uso de combustibles incorpora a la atmósfera y eventualmente al suelo y el agua una serie de sustancias que los pueden contaminar.

Por ejemplo, al motor de un automóvil entra una mezcla de combustible y aire (que contiene nitrógeno en una proporción cercana al 80 % y oxígeno, entre otros gases). Además de la reacción de combustión de los hidrocarburos, se producen reacciones secundarias entre los productos de la combustión y los componentes del aire.

Como resultado de lo mencionado, los gases que salen por el caño de escape de un automóvil llevan, además de los productos de la combustión completa (CO_2 y H_2O) otros como monóxido de carbono (CO), hidrocarburos no quemados, partículas sólidas de carbón (que se ven en el humo negro que suele desprenderse del caño de escape), óxidos de azufre y de nitrógeno y algo de ozono (O_3). Estas sustancias se encuentran habitualmente en la atmósfera, y su concentración es regulada por la propia naturaleza. Pero su aumento desmedido los transforma en **contaminantes**.

Como resultado, empeora la calidad del aire en las ciudades y se producen fenómenos a nivel atmosférico tales como el aumento del efecto invernadero o la formación de lluvias ácidas, que afectan no sólo el lugar en que se ha producido la contaminación sino también en lugares muy alejados de éste.

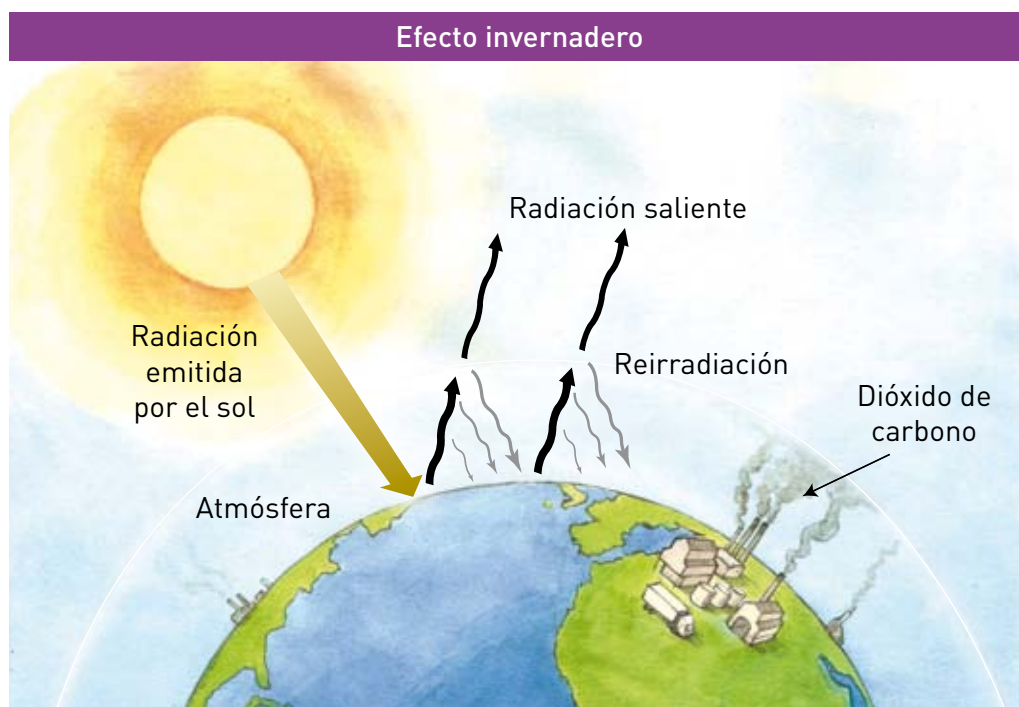


Un **contaminante** es una sustancia que puede estar habitualmente presente en un sistema o ser ajena a su composición, pero que se encuentra en concentraciones anormalmente altas que determinan que los procesos naturales de depuración no la puedan controlar y sean nocivas para la salud.

Efecto invernadero

Se denomina **efecto invernadero** a la acción que la atmósfera desarrolla en el control de la temperatura media de la Tierra. La mayor parte de la radiación solar que incide sobre la atmósfera la atraviesa sin dificultad. Parte de ella es reflejada por la Tierra hacia el exterior, pero la atmósfera actúa como una capa protectora o aislante que retiene parte de esta radiación manteniendo la superficie terrestre con una temperatura mayor que la que existiría en ausencia de atmósfera. Se trata de uno de los factores que han permitido la vida en nuestro planeta.

Son varios los gases de efecto invernadero, entre ellos el metano, pero el principal es el dióxido de carbono porque debido a la excesiva combustión de combustibles fósiles pasan a la atmósfera grandes cantidades de esta sustancia y su concentración se eleva, lo que ocasiona una mayor retención de radiación. Esta situación provoca la elevación de la temperatura por arriba de lo que sería su valor “normal”.



Esquema del efecto invernadero.

El efecto perjudicial aparece cuando el efecto invernadero aumenta excesivamente, llevando la temperatura terrestre a valores superiores a los límites dentro de los que se ha mantenido desde el origen de la vida. El excesivo calentamiento, además de aumentar la temperatura promedio en toda la Tierra y producir un aumento de fenómenos climáticos tales como sequías, lluvias muy copiosas e inundaciones, puede llevar a fenómenos relacionados, como incendios de bosques, cambios en la vegetación, y a que se derritan parte de los casquetes polares, aumentando el nivel del agua de los océanos con la posibilidad de inundación de zonas costeras.

Lluvia ácida

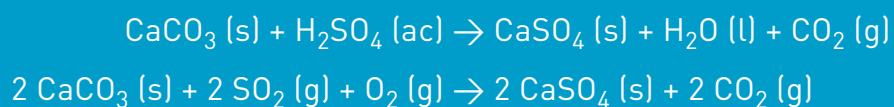
Algunos de los gases producto de la combustión, no sólo los eliminados por los automotores sino muy especialmente los que provienen de las chimeneas de las fábricas y usinas eléctricas (donde se usa frecuentemente como combustible carbón de piedra o gasoil), contienen óxidos tales como óxidos de azufre y óxidos de nitrógeno. Estos compuestos, al combinarse con el vapor de agua que existe en la atmósfera, dan origen a productos ácidos tales como el ácido sulfúrico y el ácido nítrico que quedan en el aire y precipitan con la lluvia originando la "lluvia ácida". Esta lluvia puede afectar los bosques, los suelos y acidificar las aguas de lagos y ríos.





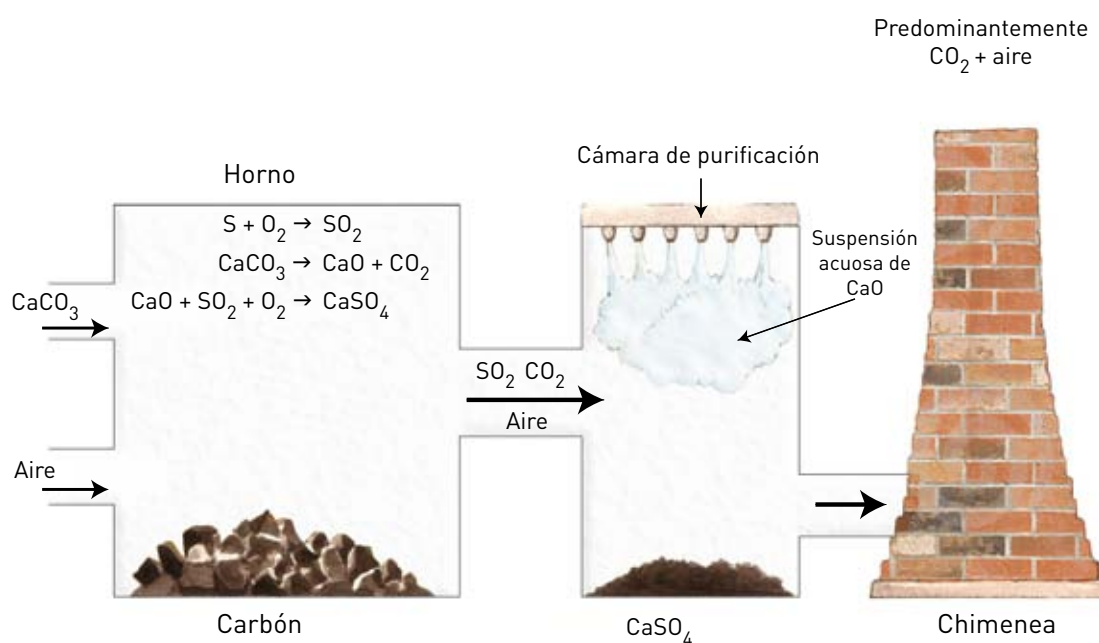
La lluvia ácida, también afecta a la piedra caliza y los mármoles (carbonato de calcio) de estatuas, monumentos y fachadas de edificios, que se corroen.

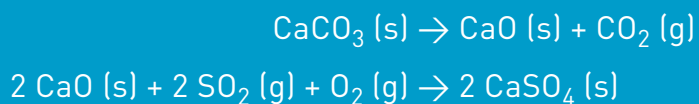
Las reacciones que se producen entre el carbonato de calcio y los ácidos de la lluvia son, por ejemplo:



La referencia **(ac)** significa que la sustancia está en solución acuosa.

Estas mismas reacciones químicas fueron aprovechadas para introducir modificaciones en los procesos que producen los contaminantes. Por ejemplo, al inyectar en los hornos de las usinas eléctricas polvo de piedra caliza, se logra que a las altas temperaturas allí existentes el carbonato de calcio se descomponga en dióxido de carbono y óxido de calcio (cal viva), que reacciona con el óxido de azufre producido en la combustión formando sulfato de calcio sólido, que no es eliminado por las chimeneas.





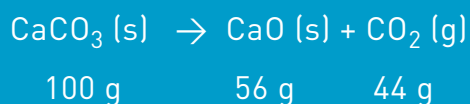
Hagamos algunos cálculos basados en la primera de estas ecuaciones.
Se necesitan 14 toneladas de cal viva para la torre purificadora de una usina.

¿Cuántas toneladas de carbonato de calcio habrá que calentar para obtener esta cantidad de cal?

Recuerde que:

$$1 \text{ t} = 1.000 \text{ kg} = 1.000.000 \text{ g} = 1 \cdot 10^6 \text{ g}$$

Con las masas molares de reactivos y productos es posible contestar rápidamente a esta pregunta:



Si para obtener 56 g de CaO se necesitan 100 g de CaCO₃
 para 56 t de CaO se necesitarán 100 t de CaCO₃
 por lo tanto, para 14 t de CaO $x = 14 \text{ t} \cdot 100 \text{ t} / 56 \text{ t}$
 $= 25 \text{ t de CaCO}_3$

es decir que habrá que calentar 25 toneladas de piedra caliza para obtener la cal que se necesita.

Este es un ejemplo de cómo los cálculos basados en la ecuación química balanceada, correspondiente a una reacción, ayudan a tomar decisiones en los procesos industriales.



La Química puede aportar soluciones a algunos de los problemas de contaminación generados por el aumento del uso de combustibles. Desde luego, esta solución implica un costo, que no siempre los industriales están dispuestos a afrontar. Y aquí se produce el choque entre los intereses de la población y los de los grupos económicos... que no siempre se resuelven.

Otro ejemplo de cómo evitar la contaminación de la atmósfera, por los gases eliminados por los caños de escape, consiste en el uso del dispositivo llamado “**convertidor catalítico**” que contiene ciertos metales como platino o rodio que aceleran (“catalizan”) la oxidación de los gases indeseables y los transforman en otros gases que son componentes habituales del aire. Por ejemplo, veamos cómo se elimina el CO:



ACTIVIDADES

24. Complete las ecuaciones anteriores para que estén correctamente balanceadas.
25. La información acerca del nivel de CO presente en el aire, habitualmente se expresa en ppm, partes por millón. Esta unidad indica cuántas partes de CO hay en un millón de partes de aire, por ejemplo, cuántas moléculas de CO hay en un millón de moléculas de los gases que componen el aire, o cuántos cm³ de CO hay en un millón de cm³ de aire. El límite máximo recomendado por la Organización Mundial de la Salud (OMS) es de 9 ppm.
La información correspondiente a varios días de una semana en Buenos Aires fue: Martes (8-16 hs) 8 ppm; Jueves (8-16 hs) 8,5 ppm, (16-24 hs) 3 ppm; Viernes (8-16 hs) 10,5 ppm. Señale:
 - a. Si el aire de la ciudad en esa semana estuvo muy contaminado o no.
 - b. En qué días y horarios hubo mayor grado de contaminación.

UNA OXIDACIÓN QUE TRATAMOS DE EVITAR: LA CORROSIÓN METÁLICA

El ambiente no sólo interactúa con los seres vivos, sino también con los materiales que se encuentran en él. Un proceso no deseable de esta interacción es la corrosión.

En general, ¿qué entendemos por corrosión? Se trata de la alteración y/o destrucción que sufren los materiales por acción del ambiente. Al mencionar la lluvia ácida hablamos de la corrosión que produce, por ejemplo, en las estatuas de mármol. Pero hay otra corrosión que nos afecta continuamente y que produce pérdidas millonarias: la corrosión de los metales, en particular del hierro.

Los metales, salvo los metales nobles (plata, oro, platino, que se encuentran en estado nativo en la Tierra), se presentan en la naturaleza combinados con otros elementos, formando minerales que contienen óxidos (compuestos que contienen oxígeno y el elemento metálico), sulfuros (que poseen azufre y el elemento metálico), carbonatos (formados por el elemento metálico, carbono y oxígeno), etcétera.

Para obtener el metal a partir de los minerales que lo contienen, deben realizarse costosos procesos químicos que insumen grandes cantidades de energía para forzar el cambio opuesto a una reacción espontánea, como es la formación del mineral.

Pero una vez obtenido el metal que necesitamos, la naturaleza comienza nuevamente su acción, y poco a poco, debido a la presencia de oxígeno y vapor de agua en el aire, aparecen sus efectos: el metal comienza a oxidarse y aparece el problema de la corrosión. En el caso del aluminio, este problema no es demasiado importante, ya que la fina capa de óxido que se forma sobre la superficie del metal termina por recubrirlo y protegerlo de una posterior oxidación. Pero en otros casos esto no es así, por ejemplo en la chapa de cinc y en particular en el caso del hierro, pues el material que se produce como producto de la corrosión se va desprendiendo y facilita la corrosión de nuevas superficies. Este proceso destruye anualmente más del 25 % de la producción mundial de hierro. Además, generalmente trae consecuencias peligrosas, por ejemplo al afectar las estructuras de puentes o edificios.

La herrumbre que se forma por la corrosión del hierro es un sólido poroso de color amarillado rojizo, una mezcla de óxidos hidratados y carbonatos de hierro. Estos últimos se forman porque el aire también contiene dióxido de carbono, que reacciona con los óxidos de hierro.

En la Unidad 6 ampliaremos el tema de la corrosión.

PETRÓLEO PARA CONSTRUIR. POLÍMEROS Y PLÁSTICOS

Hemos analizado el uso del petróleo y sus derivados como combustibles, con las ventajas e inconvenientes que ese uso trae aparejados. Pero hay otro aspecto del uso del petróleo que adquiere cada vez más importancia en nuestras vidas: es la denominada industria petroquímica que fue creciendo en forma impetuosa durante el siglo XX.



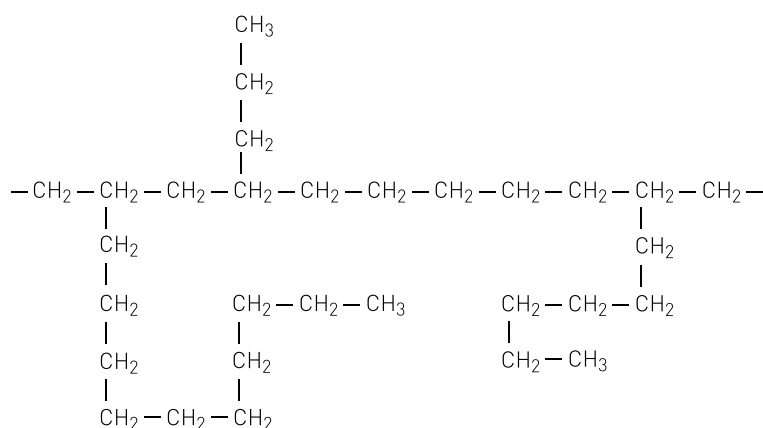
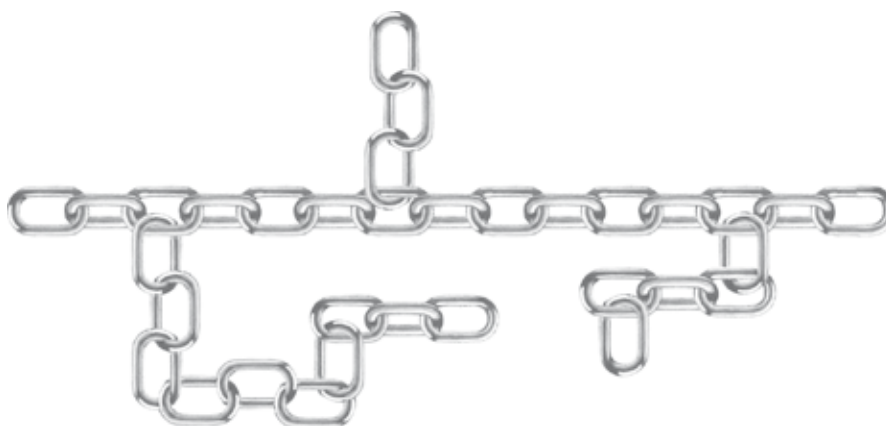
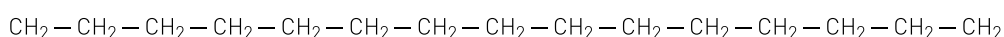
Juguetes, muñecos, lapiceras y otros objetos están fabricados con diversos tipos de materiales plásticos.

Hacia fines del siglo XIX prácticamente todos los materiales y objetos que se empleaban provenían de materias primas naturales o se elaboraban con metales, vidrios, arcillas. Las fibras usadas eran el algodón, la seda, la lana, el lino. Los medicamentos y los aditivos para los alimentos provenían de fuentes naturales. Los únicos materiales plásticos que se conocían eran el celuloide, fabricado a partir de celulosa de la madera y la goma laca, proveniente de materiales de origen animal.

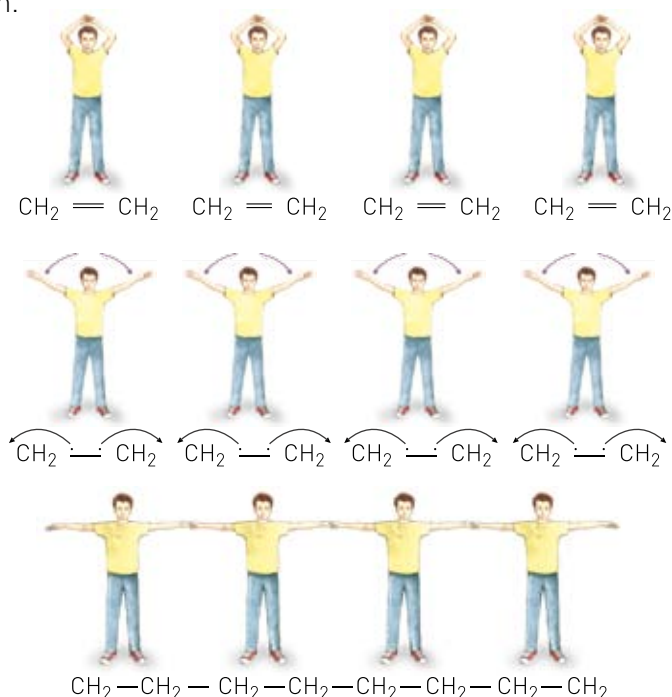
En la actualidad, la gran mayoría de materiales comunes son sintéticos, es decir fabricados por la industria química a partir de petróleo o gas natural. Se los denomina **productos petroquímicos** y la variedad es muy grande: detergentes, plaguicidas, cosméticos y también

materias primas para la producción de otras sustancias sintéticas, en especial materiales plásticos para telas y envases, aislantes, pinturas, adhesivos, entre otros. Algunas fibras, cauchos y gomas usadas actualmente se fabrican a partir de productos petroquímicos. El punto de partida para todos estos materiales son algunas de las sustancias presentes en el petróleo o que se obtienen en las refinerías y plantas de procesamiento, en particular el eteno, C_2H_4 , el propeno, C_3H_6 y el benceno, C_6H_6 . Estas moléculas son los ladrillos con los que se construyen miles y miles de sustancias diferentes: los **polímeros**.

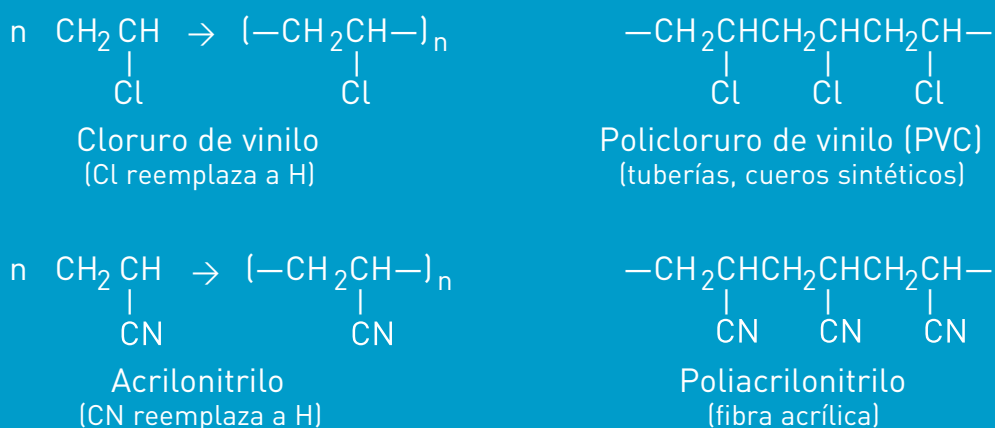
¿Qué son los polímeros? (*poli*=muchos, *mero*=parte). Son materiales formados por macromoléculas, es decir moléculas muy grandes, de alta masa molar, que contienen cientos o miles de átomos. Tienen además otra característica particular, su estructura está formada por muchas unidades repetidas, como los eslabones de una cadena. En realidad los polímeros se han utilizado siempre, ya que son fundamentales para los procesos de la vida: carbohidratos, proteínas, ácidos nucleicos, son polímeros naturales. Pero durante el siglo pasado aparecieron los polímeros sintéticos, que hoy resultan indispensables en nuestra sociedad tecnológica, por ejemplo los polietilenos, los acrílicos y otros materiales plásticos.



Trataremos de explicarlo usando una analogía, que es la que se muestra en la imagen.



Se pueden obtener muchos otros polímeros a partir de monómeros que se parecen al eteno. Al reemplazar uno o más átomos de hidrógeno del eteno por átomos de otros elementos, como el cloro, los monómeros resultantes permiten obtener una gran variedad de polímeros útiles. Le mostramos algunos de ellos.





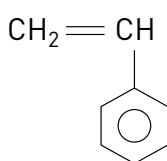
ACTIVIDAD

26. La fórmula del propeno o propileno es $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$. Este compuesto es el monómero que se utiliza para fabricar **polipropileno (PP)**, que se usa para fines tan diversos como la obtención de fibras para alfombras, finas películas para envolver alimentos, o recipientes rígidos para contener grandes cantidades de líquidos. Escriba la ecuación correspondiente a la polimerización del propeno.

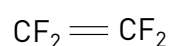
Otro polímero de adición muy conocido por sus usos cotidianos es el **poliestireno (PS)**, derivado del estireno. Si durante la polimerización se le incorpora una corriente gaseosa, da origen al material conocido como espuma de **poliestireno** o por el nombre comercial de **telgopor**, utilizado como aislante para embalaje, para bandejas de alimentos, para termos y muchos otros usos. Por su parte el **teflón**, derivado del tetrafluoretileno, es muy conocido en una de sus aplicaciones, como revestimiento antiadherente de ollas y sartenes, aunque su mayor utilidad la presta, debido a su resistencia al calor y a la fricción, como revestimiento para partes de maquinaria que tienen muchos roces durante su uso. Debido a su inercia química, el teflón es muy usado para fabricar prótesis.

La polimerización también se puede realizar entre moléculas de monómeros diferentes, en cuyo caso se denomina polimerización por **condensación**. En este caso, cuando se unen las dos moléculas de monómero se elimina una pequeña molécula, generalmente de agua. Por ejemplo la **baquelita**, el primer polímero sintético con una estructura similar a la de los plásticos modernos, se obtiene por reacción entre los monómeros fenol y formaldehído. Otros conocidos polímeros que se obtienen por condensación son el **nailon** y otras poliamidas y el polietilentereftalato (PET) conocido en la industria como **poliéster**.

El PET también forma unas láminas extremadamente finas y resistentes conocidas como **mylar**, que se usan para cintas de audio y video y también para la conservación de productos farmacéuticos, semillas y muestras de tejidos que son sensibles a los cambios de la humedad y el oxígeno.



Estireno



Tetrafluoretileno



ACTIVIDAD

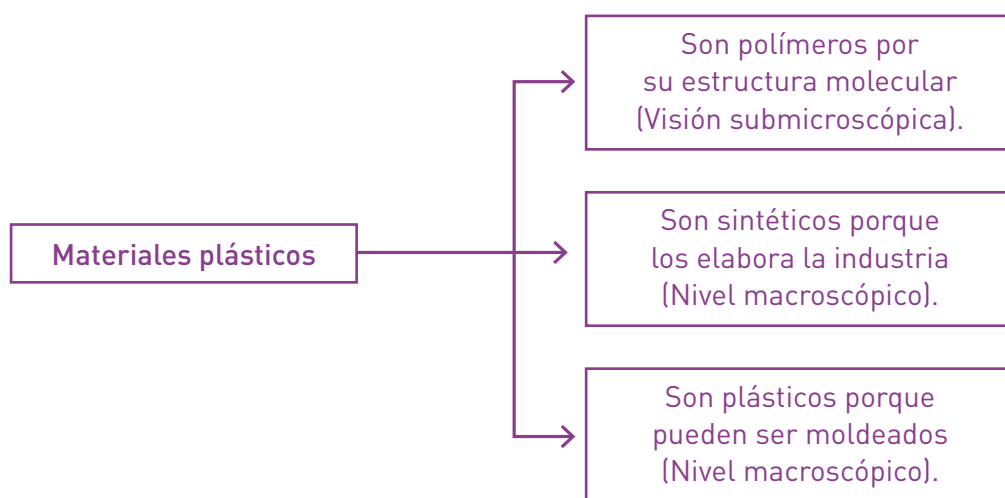
27. Es evidente que la industria de los plásticos puede ser considerada representativa de nuestro tiempo, por la variedad y los usos que se les puede dar.
- Elabore una lista de objetos de plástico, ¿todos tienen las mismas propiedades?
 - Trate de armar un criterio para clasificarlos. Por ejemplo, plásticos flexibles y plásticos rígidos.

Los términos plásticos y polímeros están muy relacionados, por lo que suelen confundirse. Constituyen un ejemplo de los dos niveles de estudio que continuamente nombramos en este curso, por lo que interesa diferenciarlos.

Plásticos se refiere a una cualidad del material: la plasticidad; corresponde a la visión macroscópica de ese material. En su sentido más amplio son plásticos los materiales a los que se les puede dar la forma que se desee, generalmente calentando para moldearlos. Son ejemplos de materiales plásticos, la arcilla, el lacre y el vidrio, además de los que usualmente conocemos como plásticos.

La palabra polímero, por su parte, define una estructura química, corresponde a la visión submicroscópica del material en estudio. Ya dijimos que los polímeros se forman a partir de la unión repetida de moléculas pequeñas llamadas monómeros hasta constituir macromoléculas denominadas polímeros.

Habitualmente cuando nos referimos a “plásticos” aludimos a materiales sintéticos de estructura polimérica y que contienen carbono.



¿Todos los materiales de estructura polimérica son materiales plásticos? La respuesta es no.

El almidón, la celulosa y las proteínas son polímeros naturales. Pero estos polímeros no son plásticos porque no pueden moldearse para cambiar su forma. En cambio, los polímeros que fabrica la industria química, como el polietileno o el PVC, son plásticos y además, polímeros.



ACTIVIDAD

28. Sintetice en un cuadro, en una red o en un texto los principales conceptos relativos al tema: Polímeros y plásticos. Por ejemplo, puede incluir el concepto de monómero, polímero, copolímero, materiales sintéticos, materiales plásticos, industria petroquímica.

La relación estructura-propiedades para explicar los múltiples usos de los plásticos

Las largas cadenas que forman las moléculas de los polímeros pueden acomodarse de diversas formas, con lo cual las interacciones entre ellas pueden ser muy diferentes. Si se entrelazan flojamente, como los fideos cocidos, existen ciertos puntos en los cuales las atracciones son más intensas que en otros y el material que se obtiene es flexible y suave. Si en cambio las cadenas se alinean en forma más ordenada y compacta se producen atracciones más intensas a lo largo de todas las cadenas, no pueden moverse o deslizarse con facilidad y el material obtenido es rígido.



ACTIVIDAD

29. Determine en cuál de los casos recién mencionados se obtendrá un polímero de mayor densidad. ¿Por qué? Recuerde que la densidad indica la relación entre la masa y el volumen de un material.

Regulando las condiciones en que se produce la polimerización pueden entonces obtenerse materiales con propiedades muy diferentes, de acuerdo con el uso al que estén destinados. Nuevamente el conocimiento de la estructura íntima de las sustancias permite explicar sus propiedades y es aprovechado para diseñar materiales “a medida” para su uso. Veamos algunos ejemplos.

- El **policloruro de vinilo (PVC)** es uno de los plásticos más usados, por su gran resistencia al desgaste por fricción y por no ser inflamable. Se lo utiliza en la fabricación de cañerías, baldosas y revestimientos. Su flexibilidad puede aumentarse agregando ciertas sustancias cuyas moléculas actúan como lubricante entre las cadenas poliméricas y el PVC plastificado puede emplearse en la elaboración de telas impermeables (por ejemplo para manteles y cortinas de baño, impermeables y zapatos).

- El polietileno se ofrece en dos variedades denominadas **polietileno de baja densidad** (PEBD), utilizado principalmente para fabricar las bolsas que usamos para nuestras compras en el mercado y el **polietileno de alta densidad** (PEAD) que se utiliza habitualmente en la fabricación de juguetes y envases. Los recipientes rígidos y resistentes se usan generalmente para envasar líquidos muy fluidos, los que son más flexibles se destinan para materiales un tanto “pastosos” como la salsa de tomate, la mostaza, el champú, etc., en los cuales la posibilidad de deformar la botella contribuye a que el contenido salga con facilidad.
- El PET, por su parte, aunque no es tan resistente como el PEAD, es útil para los envases de bebidas gaseosas porque los gases como el dióxido de carbono no lo atraviesan con facilidad.

Los plásticos y la contaminación

Los plásticos son, no cabe duda, materiales muy útiles. Pero una de sus mayores ventajas, su durabilidad, es también uno de sus mayores inconvenientes. No se desintegran: una vez que llegan al ambiente, allí se quedan. Algunos, parece que duraran para siempre... aumentando las montañas de residuos que contaminan nuestro mundo. Esto sucede porque no son **biodegradables**, es decir que los microorganismos presentes en los suelos no los pueden transformar en las sustancias más simples que forman nuestro ambiente natural. ¿Cómo evitamos que nos cubran tantos plásticos usados y descartados?

La quema, una de las formas de eliminar basura, es peligrosa ya que algunos de los materiales como el teflón y el PVC producen gases irritantes y tóxicos, además de contribuir al aumento del efecto invernadero.

La ciencia y la tecnología ofrecen otra solución, que consiste en reciclarlos, es decir volver a usar estos materiales una y otra vez. Pero como hay tantos tipos diferentes de plásticos, es necesario separarlos antes del reciclado, lo cual es una tarea costosa. Para facilitarla, al menos en parte, existe un código de identificación para los principales materiales plásticos.



Si observa diferentes artículos que usa diariamente y que están hechos de distintos plásticos (bolsas de supermercado, envases de agua mineral, de champú, de yogur, de mayonesa, de mostaza, de medicamentos, bandejas para alimentos, etc.), verá que en la mayor parte de ellos aparece un triángulo con un número en su interior. Esta es la identificación del material usado en cada caso.



Actualmente, el reciclado de los diferentes tipos de plásticos ya se está realizando en algunas ciudades pero aún no con la frecuencia necesaria, debido a la dificultad y el costo de las operaciones de selección de los diferentes materiales para que puedan ser utilizados efectivamente.

Otro problema es que algunos plásticos son difíciles de ser recogidos y reciclados: los pañales descartables son el mejor ejemplo.

Una vez más tenemos un ejemplo de las ventajas y los inconvenientes que ofrecen los nuevos productos que la industria química proporciona a los consumidores. El balance riesgo-beneficio vuelve a dejar en nuestras manos las decisiones sobre la forma de usar los productos que puedan mejorar nuestra calidad de vida, tratando al mismo tiempo de no deteriorar el ambiente que nos cobija.



ACTIVIDADES

30. Averigüe con qué material están fabricadas las lentes de los anteojos. Se suele decir que son de vidrio orgánico. ¿Es correcta esta denominación?
31. Sabemos que en muchas oportunidades los envases que se tiran, se queman. También sabemos que los chicos, a veces, juegan calentando trozos de plástico para comprobar qué sucede, lo que es muy riesgoso.
 - a. Discuta qué podemos hacer nosotros, como ciudadanos responsables, para no contribuir a la contaminación ambiental.
 - b. ¿Se le ocurren algunas alternativas viables para la preservación del ambiente?
 - c. Averigüe en los organismos oficiales u organizaciones no gubernamentales de su localidad si existe algún programa de educación para el cuidado del ambiente.

Los nuevos materiales y la nanociencia

Nuevos materiales han llegado para quedarse entre nuestros usos y costumbres cotidianas. El desarrollo científico-tecnológico ha ofrecido mejoras en la prevención de enfermedades, en el desarrollo de nuevos combustibles, o en la fabricación de materiales capaces de mejorar las comunicaciones. Para ello las políticas e inversiones en ciencia son fundamentales a la hora de mejorar la calidad de vida de las personas de una comunidad. Esa misma comunidad junto con los expertos serán los que encontrarán razones, como ciudadanos responsables y activos, que evaluarán riesgos y beneficios en su implementación.

En la actualidad, un área científica de gran desarrollo es la **nanociencia**, que se ocupa de los fenómenos que ocurren en muy pequeñas dimensiones. Su nombre hace referencia al nanómetro (nm). Para tener una idea de escala, en un centímetro cabe un millón de nm; ó 1 nm equivale a 10^{-9} m, es decir, 0,000 000 001 metros.

Los científicos dedicados a este tipo de investigaciones exploran y fabrican materiales, dispositivos e instrumental en una escala que va desde cinco a cien átomos.

Células artificiales

Imagínese, por ejemplo, que los glóbulos rojos pudiesen transportar todo tipo de materiales (medicamentos además de oxígeno). Imagínese que la sangre pudiese al mismo tiempo deshidratarse y almacenarse durante meses o incluso años. Los médicos podrían transportarla a los campos de batalla o al espacio exterior si hablamos de astronautas. Imagínese que la sangre pudiese usarse para hacer transfusiones sin ningún riesgo de infección del SIDA o cualquier otra enfermedad.

Un grupo de investigadores universitarios está ayudando a NASA a desarrollar una célula artificial que pueda hacer todo esto, y aún más.

Los bioingenieros han creado un tipo de molécula especial, un polímero, que puede fabricar algo muy parecido a una membrana celular, y han podido convertir estas membranas en células artificiales, o polimerosomas, que son más fuertes y más fácilmente manejables que las células reales.

Esos polímeros, pueden diseñarse de modo que sus cadenas se unan unas

con otras con mucha firmeza. Sus átomos pueden enlazarse no sólo dentro de un polímero simple, sino también con los átomos de los polímeros cercanos. A esto se le conoce como enlace cruzado, lo cual aumenta enormemente la resistencia de las células artificiales.

Ello es útil ya que las moléculas podrían cumplir con “objetivos”, de modo que fuesen enviadas sólo a los lugares donde se las requiera. Por ejemplo, los medicamentos contra la artritis, podrían enviarse a los dedos hinchados del paciente, sin el riesgo de causar reacciones en otras partes del organismo. Las polimerosomas podrían transportar compuestos farmacéuticos anticancerígenos directamente hasta el tumor. También incorporar agentes marcadores, por ejemplo partículas de óxido de hierro, que pudiesen ser detectadas por monitores de resonancia magnética. Si estas partículas se encapsularan en polimerosomas diseñadas para adherirse a las células cancerosas, esto permitiría la localización de pequeñas células tumorales que hubiesen migrado a través del cuerpo.

Fuente: ciencia.nasa.gov/science-at-nasa/2003/29may_polymersomes/
[Consultada en marzo de 2015]



ACTIVIDAD

32. Expresen en un pequeño texto sus opiniones acerca de la noticia que han leído. ¿Cuáles creen que son los beneficios de esta investigación?, ¿alguien podría oponerse?, ¿por qué?

Lo natural y lo artificial

Algunos científicos se han inspirado en estructuras nanométricas que han encontrado en la naturaleza para diseñar materiales con propiedades y usos semejantes. Por ejemplo, las hojas de la flor de loto siempre están limpias sin importar dónde se encuentren. Al observar minuciosamente con microscopía electrónica la superficie de estas hojas se observó que habían pequeños bultos de tamaño nanométrico (entre 10^{-6} y 10^{-8} metros de diámetro).

La presencia de esos pequeños bultos o abombamientos permite que las gotas de agua adquieran y se agrupen en una geometría esférica, minimizando la superficie de contacto con la hoja, tal que “no moje”. El efecto global produce que las gotas resbalen por encima de la hoja de loto. Esto se conoce como **superhidrofobicidad**. Además, cuando una gota de agua toca partículas pequeñas de suciedad, éstas últimas, por lo general, se vuelven a su vez superhidrofóbicas al contacto con los bultos de las hojas. Ello permite eliminar la suciedad, que se mueve junto con la gota de agua.

Años más tarde, los científicos pensaron que si fabricaban un material sintético con propiedades superhidrofóbicas, se podría aplicar a cualquier superficie con el objetivo que pudiera ser autolimpiante. Así es que, después de años de investigación, se prepararon pinturas para las fachadas de los edificios con esta característica.

A su vez, se buscaron materiales con propiedades opuestas a los materiales superhidrofóbicos. Son los llamados **superhidrofílicos** (atracción por el agua). Uno de los materiales utilizados superhidrofílicos es el dióxido de titanio (TiO_2), llamado también titania. Se lo usa en recubrimientos sobre cerámicas y vidrios, una fina capa de titania sobre su superficie, de 10^{-6} a 10^{-9} metros de espesor, suficientemente delgadas para no afectar ni la transmisión de luz, ni el aspecto del objeto a fabricar.

Se demostró también que, la materia orgánica, incluyendo bacterias (como *escherichia coli*, *lactobacilo*, entre otras), pueden ser transformadas en dióxido de carbono y agua en presencia de luz ultravioleta y titania como catalizador. Por ello es usado como un material para la esterilización de objetos, o de lugares cerrados donde se concentra gran cantidad de personas por mucho tiempo, como hospitales y escuelas.



Se comprobó que en las superficies donde se aplica TiO_2 las partículas extrañas no se adhieren de manera que su limpieza es más duradera. Además, se redujo la presencia de olores, por la resistencia a la adherencia de partículas y/o sustancias orgánicas.

La superficie de las hojas en la flor de loto tienen una textura cerosa, esto produce un efecto hidrofóbico, es decir, repulsión al agua. Lo sorprendente es que la superficie de la hoja rechaza el agua más que lo esperado por la sola presencia de una superficie cerosa.

CAMBIOS QUÍMICOS EN NUESTRO ORGANISMO

Nuestro organismo es una delicada maquinaria que está en continuo funcionamiento, es decir que en él se producen múltiples reacciones químicas que mantienen ese maravilloso proceso que denominamos vida. Las sustancias que intervienen en esas reacciones deben ingresar al organismo para ser procesadas.



ACTIVIDAD

33. Señale qué procesos considera indispensables para que ingresen las sustancias necesarias para mantener su organismo en funcionamiento. Explique su respuesta.

Su respuesta probablemente indique, la **respiración** y la **alimentación**, los dos procesos por los que ingresan a nuestro organismo sustancias imprescindibles para mantenernos vivos: en el aire que inhalamos está el **oxígeno**, y los alimentos contienen los **nutrientes** que necesitamos.

Estos nutrientes, las sustancias esenciales para mantener la vida son:

- **Carbohidratos** (harinas, azúcares), proveedores de energía. También se los denomina glúcidos o hidratos de carbono.
- **Grasas y aceites** (lípidos), acumulados en el cuerpo como reserva para proveer energía cuando se la necesite.
- **Proteínas**, usadas principalmente como “constructores”, indispensables para el crecimiento, cumplen muy variadas funciones en el organismo y pueden ser usadas para proveer energía solamente en casos extremos.
- **Vitaminas y minerales**, necesarios en muy pequeñas cantidades para ayudar al organismo a utilizar los demás nutrientes y para proveer elementos importantes en variadas tareas dentro del cuerpo.
- **Agua**: nuestro organismo contiene alrededor de un 75 % de agua; la mayoría de las reacciones químicas que nos mantienen vivos se producen en solución acuosa.

En la vida diaria necesitamos los combustibles para cocinar los alimentos, para que funcionen los automóviles, para que las industrias desarrollen su cometido. Hemos visto que, pese a los problemas que puede acarrear la combustión, necesitamos utilizarla para muchas de las actividades que se realizan en nuestro entorno, y en consecuencia debemos cuidar que el balance entre los riesgos y los beneficios sea favorable para nuestro ambiente. Pero ¿qué sucede dentro de nuestro organismo? ¿También necesitamos combustible? ¿También existe un balance riesgo-beneficio en el funcionamiento de nuestros procesos vitales?

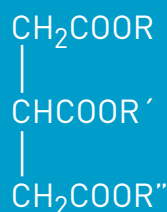
La respuesta es que sí, necesitamos combustibles que aporten la energía necesaria para todos los complejos procesos que se realizan continuamente para mantener nuestra vida.

¿Cuáles son nuestros combustibles? Ya señalamos que ingresan con los alimentos que ingerimos, y mencionamos dentro de los nutrientes a los principales: los carbohidratos son un grupo de sustancias orgánicas formadas por **C, H y O**. Podemos agregar otro dato importante: tienen, en general, estructura polimérica, como son polímeros naturales también se los denomina biopolímeros. El almidón presente en las harinas o en las papas y la celulosa presente en las hojas de las plantas, por ejemplo, son polímeros cuyo monómero es la glucosa, de fórmula **C₆H₁₂O₆**.

En cambio, el azúcar común o sacarosa, que también pertenece a la familia química de los glúcidos, no es un polímero, su fórmula es **C₁₂H₂₂O₁₁**. Los carbohidratos que ingresan a nuestro organismo con los alimentos son degradados hasta llegar a los monómeros, que en el proceso de respiración celular reaccionan con el oxígeno produciendo **CO₂**, **H₂O** y energía... una combustión, pero en este caso lenta y controlada, a diferencia de la que se produce en la hornalla de la cocina o en el motor del automóvil.

En nuestro organismo, parte de la energía obtenida en la reacción mencionada anteriormente, es utilizada en reacciones de construcción de otras sustancias que actúan como reservas de la energía química, y que utilizamos para movernos y crecer. Otra parte de la energía es liberada como calor para mantener nuestra temperatura corporal. Los productos de la respiración, dióxido de carbono y agua, son eliminados con el aire exhalado.

Las grasas y aceites, al igual que los carbohidratos, son fuentes de energía y compuestos de **C, H y O**, pero su estructura es diferente: no tienen estructura polimérica, están constituidos por moléculas cuya estructura general es la siguiente:

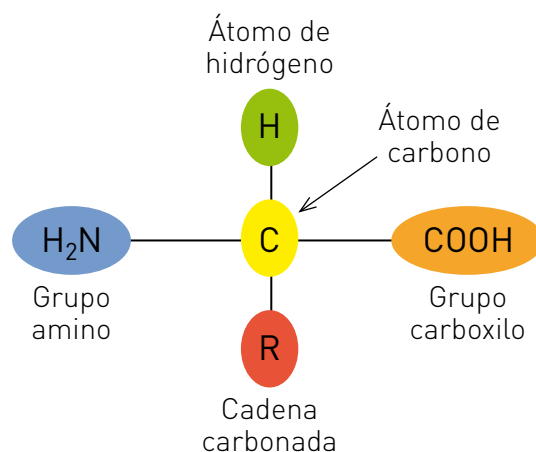


R, R', R'' cadenas de 15 a 18 átomos de C y unidos a átomos de H.

Junto con la glucosa proveniente de los carbohidratos, las grasas forman la mezcla que nuestro organismo utiliza como combustible. Estas proveen más del doble de la energía que la misma masa de carbohidratos. Acumuladas como reserva de energía, forman el tejido adiposo.

Las proteínas son otro grupo de biopolímeros, formados por **C, H y O** pero también contienen **N** y algo de **S**. Cumplen diversas funciones en el organismo. Las células y tejidos están compuestas por proteínas y durante nuestra vida se usan continuamente para reparar y reemplazar las células dañadas o muertas. Muchas enzimas (catalizadores biológicos) que aceleran diversas reacciones biológicas son proteínas, la hemoglobina que transporta el oxígeno a todos los tejidos es una proteína. También las proteínas forman parte de los cromosomas donde se guarda la información genética.

Los monómeros que dan origen a las proteínas se denominan aminoácidos, pero a diferencia de lo que ocurre con otros polímeros, la molécula de proteína se forma por el encadenamiento de varios aminoácidos diferentes, entre los cuales los principales son alrededor de veinte. Muchos de estos aminoácidos pueden ser sintetizados por el organismo, pero hay unos pocos que deben ingresar con los alimentos: son los denominados **aminoácidos esenciales**.



Estructura general
de un aminoácido.

Las proteínas de alta calidad que proveen estos aminoácidos están presentes en alimentos tales como los huevos, el pescado o la leche materna o la de vaca y algunos cereales. En cambio, muchos otros alimentos de origen vegetal son en general pobres en este tipo de proteínas. Por eso se aconseja consumir una combinación variada de los diferentes alimentos, para completar la cantidad adecuada de los aminoácidos necesarios para nuestro organismo.

En general, a medida que se fueron conociendo mejor las funciones de los diferentes nutrientes se pudieron diseñar alimentos con mejoras específicas. En estos nuevos alimentos la composición está modificada por agregado de nutrientes presentes en otros productos. Por ejemplo, hay huevos y leches que tienen agregados cierto tipo de ácidos grasos conocidos como omega-3, que se comprobó que previenen enfermedades cardiovasculares. Otros alimentos son fortificados como las harinas enriquecidas en hierro, la sal fortificada con yodo y diferentes productos enriquecidos en calcio. Los laboratorios siguen desarrollando alimentos como maíz y soja con alto contenido de aminoácidos esenciales que permitan la producción de aceites más saludables.

Como es posible apreciar con estos pocos párrafos, es indispensable conocer las macromoléculas para entender el funcionamiento de la vida misma, así como las propiedades de los polímeros presentes en la gran diversidad de productos plásticos y otros materiales nuevos y sus múltiples usos. Estos conocimientos han servido a la humanidad para obtener artificialmente, a través de la síntesis química, nuevos materiales más resistentes y útiles que los naturales, medicinas más activas contra las enfermedades, productos que hacen más llevaderas las tareas cotidianas en el hogar y colaboran para elevar la calidad de vida, así como alimentos más ricos en nutrientes que ayudan a mantener y mejorar la salud de la población.

Los diferentes temas que se han tratado a lo largo de estas primeras cuatro unidades han puesto frente a usted algunos de los problemas y algunas de las soluciones que corresponden al campo de la Química. Como habrá podido apreciar, el conocimiento de la estructura de diferentes sustancias permite explicar sus propiedades y lleva al diseño y síntesis de nuevos compuestos “a medida”, para que cumplan con determinados requisitos para su uso.

Así aparecen por ejemplo los agroquímicos que permiten obtener mejores cosechas para alimentar a la creciente población mundial pero que mal usados pueden provocar intoxicaciones, variedad de combustibles para disminuir el uso de combustibles fósiles y la contaminación que pueden provocar y nuevos materiales para múltiples usos, como los plásticos y los nanomateriales que revolucionaron la industria electrónica.



En los siguientes sitios encontrará información complementaria

Para modelos moleculares

www.educaplus.org/moleculas3d/

Para nanomateriales

www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=105158&referente=docentes

Para nuevos materiales

www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=40697&referente=docentes

Para Riesgos de intoxicación por monóxido de carbono

www.youtube.com/watch?v=Ts-M9NynSB4

[Consultados en marzo de 2015]



ACTIVIDADES INTEGRADORAS

34. Lea la noticia de la siguiente página y según lo estudiado en la Unidad, responda las preguntas.
- ¿Cuál es el fenómeno que produce el gas tóxico al que hace mención la noticia? ¿Qué otros productos se liberarían?
 - ¿Por qué le parece que el Ministerio de Salud aconseja no instalar calefones en un ambiente pequeño y cerrado como un baño?
 - Describa y explique “químicamente” lo que observa en la imagen que acompaña la noticia. Puede tener en cuenta el color de la llama, el depósito sobre la carcasa del calefón y la madera del fósforo.
 - Recorra el lugar donde vive y observe los artefactos que habitualmente son fuente de calor (calefón, estufas, hornallas y horno de la cocina). ¿Todos funcionan con combustibles? Haga un listado de las medidas que tomaría para prevenir la intoxicación por monóxido de carbono en su hogar.

Unas 200 muertes anuales en Argentina por monóxido de carbono



Según el Ministerio de Salud, los calefones no deben instalarse en el baño.

El monóxido de carbono, un gas venenoso que se produce por la combustión incompleta del gas natural, leña, carbón, querosén, alcohol o nafta, es invisible e inodoro y no causa irritaciones, lo que lo hace más peligroso aún ya que no es detectado por nuestros sentidos.

La inhalación de monóxido de carbono (CO) acompaña al oxígeno (O₂) en el torrente sanguíneo y compite con él. La hemoglobina de la sangre se une más fácil y rápidamente con el monóxido de carbono por lo que el oxígeno que llega a las células es muy escaso y su ausencia afecta, en especial, el corazón y el cerebro.

Los síntomas de la intoxicación con CO, que puede provocar un coma y la muerte, son dolor de cabeza, vómitos o náuseas, mareos, decaimiento, falta de aire y palpitaciones. Ante los primeros síntomas debe ventilarse la habitación en forma rápida, salir del ambiente y concurrir en forma inmediata a un centro de salud. El tiempo de vida de las personas sanas que respiran aire contaminado por monóxido de carbono varía entre 3 a 4 horas.

Para evitar la intoxicación por inhalación de CO, el Ministerio de Salud aconseja mantener los ambientes ventilados y controlar el funcionamiento correcto de las instalaciones y artefactos de calefacción. La llama de los artefactos para calefaccionar debe ser siempre de color azul y los calefones no deben instalarse en el baño.

El Centro Nacional de Intoxicaciones reportó que la fuente mayor de intoxicación son los braseros, utilizados como forma de calefacción por muchas personas en situación de pobreza, por lo que recomendó apagarlos y sacarlos de la vivienda antes de dormir.

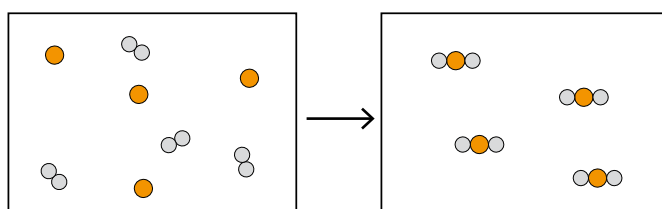
La línea telefónica gratuita 0800-333-0160, que atiende las 24 horas, ofrece información sobre las intoxicaciones con monóxido de carbono.

Extraído y modificado de: www.lavoz.com.ar/ciudadanos/unas-200-muertes-anuales-en-argentina-por-monoxido-de-carbono
[Consultado en marzo de 2015]

35. El sulfuro de hidrógeno (H₂S) es un gas incoloro que se encuentra en los gases provenientes de volcanes, manantiales sulfurosos y agua estancada. Es muy tóxico, por lo que una exposición prolongada a este gas puede generar efectos adversos a la salud, su olor tan desagradable a huevo podrido, permite que sea percibido en muy bajas concentraciones, a partir de 0,002 mg/l. Sin embargo, en concentraciones mayores de 500 mg/l, afecta la capacidad de percepción del nervio olfativo y con ello, impide su detección a través de este sentido, situación que es muy peligrosa.

Con los siguientes diagramas se quiere representar la reacción entre el hidrógeno y el azufre, que ocurre a una temperatura de unos 500 °C.

¿Qué ecuación describe mejor la reacción entre las sustancias representadas en el diagrama? ¿Por qué?



- I. $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
- II. $4 \text{H}_2 + 4 \text{S} \rightarrow 4 \text{H}_2\text{S}$
- III. $4 \text{S} + 8 \text{H} \rightarrow 4 \text{HS}$
- IV. $8 \text{H} + 4 \text{S} \rightarrow 4 \text{H}_2\text{S}$

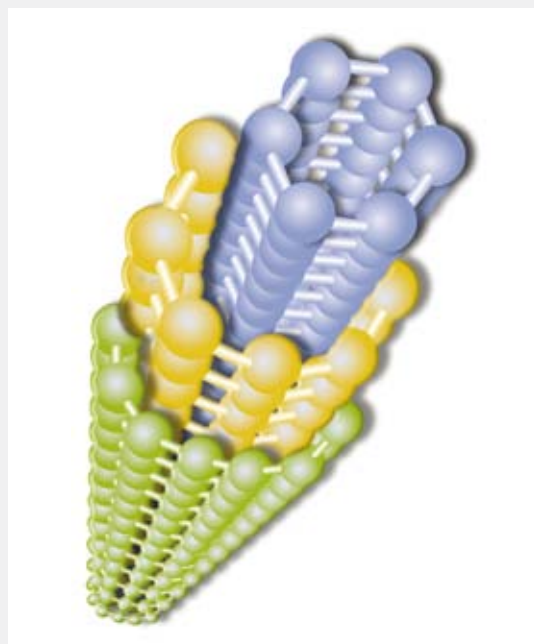
Nanotecnología y tejidos “inteligentes”

Un investigador argentino Francisco Andrade, está coordinando un proyecto en España que pretende incorporar, en diversas prendas, como pañales para bebés, tejidos fabricados con fibras de materiales que detectan diferentes sustancias presentes en los líquidos corporales como la orina o la sangre. En particular, sensores químicos de creatinina (para la presencia de orina) y, sensores de trombina (para detectar sangrados). El sistema alertará a los padres si los resultados sugieren que puede haber algún problema de salud. Los pañales seguirían siendo descartables y de bajo costo.

Para ello, las fibras de algodón de los pañales se tiñen en una solución elaborada con una pequeña cantidad de nanotubos de carbono. Este nanomaterial tiene estructuras formadas exclusivamente por átomos de carbono que combinan una serie de propiedades mecánicas y eléctricas que los convierte en una herramienta muy útil para fabricar nuevos materiales y gran diversidad de dispositivos.

Luego de teñir las fibras del pañal, se recubren con una membrana de estructura polimérica que hace una especie de barniz con los receptores químicos antes mencionados. Así el tejido del pañal sería capaz de detectar cualquier problema de salud de forma precoz, ya que cuando el sensor localiza por una sustancia no deseada, se genera una señal eléctrica. Estos datos podrían ser enviados a los

celulares de los padres. Por ahora el diseño del pañal para incorporarlo al mercado, está en proceso de investigación.



Los nanotubos de carbono son tubos cuyas paredes están compuestas por láminas extremadamente delgadas, parecidas al grafito, enrolladas en forma de hélice. Se consiguió diseñar nanotubos dentro de nanotubos como puede ver en la imagen. Esta conformación presenta una resistencia mecánica cien veces superior a la del acero y una conductividad eléctrica más alta que la del cobre.

- ¿Qué piensa del uso ético de los sensores químicos en prendas para adultos?, ¿pueden poner en riesgo la intimidad de las personas al brindar datos, por ejemplo, de salud?, ¿por qué? ¿Podrían diagnosticar precozmente una dificultad? Argumente sus respuestas.
- ¿Cree que este nanomaterial incorporado en el pañal sería molesto para el bebé (en cuanto al peso, por ejemplo)? ¿Por qué?

UNIDAD 5

Cinética química: la velocidad de las reacciones

INTRODUCCIÓN

La palabra cinética proviene de la palabra griega *kinesis* que significa movimiento. La cinética química, es la parte de la Química que se ocupa del estudio de la velocidad de las reacciones químicas y sus mecanismos.

¿Por qué estudiar la velocidad de una reacción química? Genera curiosidad el conocer por qué una reacción se produce lenta o muy rápidamente. El conocer la velocidad de una reacción es muy útil, por ejemplo, para el procesamiento de alimentos o para extender la vida útil de un alimento y disminuir su velocidad de descomposición.

En esta unidad estudiaremos los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas, también el equilibrio que puede darse en sistemas en reacción, y de qué manera estos conocimientos son aplicados en el sector industrial con el fin de generar productos que forman parte de nuestro entorno, en las mejores condiciones posibles.

Las zanahorias y arvejas congeladas poseen una mayor vida útil que las frescas. Eso sí, antes de consumirlas debemos leer en el envase la fecha de vencimiento.



LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Para que se genere una reacción química, las moléculas o iones de los reactivos deben “ponerse en contacto”, acercarse suficientemente. La velocidad de una reacción química depende de diversos factores. Para explicarlo haremos uso de la **teoría o modelo de las colisiones** según la cual una reacción química sólo tiene lugar cuando las moléculas o iones que intervienen “chocan” con la orientación adecuada y con suficiente energía. Existe, entonces, la posibilidad de que se produzcan numerosas colisiones, pero sólo algunas conducirán a la formación de un producto. Podemos asemejarlo con lo que ocurre en una autopista, por la cual transitan miles de vehículos y de acuerdo con la dirección y sentido en que se mueven y con qué velocidad lo hacen, podrán o no chocar, es decir, podrán o no colisionar.

Colisión eficaz



Colisión ineficaz



Colisión de moléculas en las que se puede diferenciar, aquellas que colisionan y forman productos (colisión eficaz), de otras que colisionan pero no forman productos (colisión ineficaz).

Ahora pensemos que disponemos de un trozo de papel blanco cuyos componentes son nuestras **sustancias reaccionantes o reactivos**. Le acercamos una cerilla encendida y los componentes del papel reaccionan con el oxígeno del aire (el otro reactivo) formando una llama, gases, humos, hay emisión de luz y calor y, con el paso de unos segundos, se generan cenizas. Estos son los **productos** de esa reacción química, que visiblemente son diferentes al trozo de papel del que partimos. Nos estamos refiriendo a la **combustión**, tal cual ya la hemos estudiado e introducido los conceptos de reactivos y productos. Este es un ejemplo de reacción química que, varias veces al día, solemos producir en nuestra casa cuando cocinamos o cuando nos movilizamos en un vehículo.



ACTIVIDAD

1. Observe las siguientes imágenes, en ellas se muestran diferentes reacciones químicas que ocurren en la vida cotidiana.



La combustión del gas en la hornalla de la cocina encendida es un ejemplo de reacción química.



La oxidación de un clavo cuando queda a la intemperie, y con presencia de humedad, es un ejemplo de reacción química.



Cuando cortamos una manzana y la dejamos un tiempo sobre la mesa vemos un cambio en el color como consecuencia de los cambios químicos que se producen.

- a. Piense en el tiempo aproximado que demoran en producirse las reacciones químicas señaladas en cada una de las imágenes, e indique. ¿Cuál se produce más rápido? ¿Cuál es más lenta? ¿Cuál lo hace con una rapidez intermedia?
- b. Teniendo en cuenta lo que ha respondido en el punto anterior podemos decir que la rapidez con que se producen esas reacciones es diferente para cada caso, ¿a qué supone que podrá deberse?

La rapidez con que se produce una reacción química se denomina velocidad de reacción. Se define como **velocidad de una reacción química** a la cantidad de sustancia formada (si tomamos como referencia un producto) o transformada (si tomamos como referencia un reactivo) por unidad de tiempo.

Para el caso de la combustión, la velocidad de la reacción estaría dada por la cantidad de gases, humos y cenizas producidas por unidad de tiempo, o la cantidad de papel y oxígeno del aire que se transforma en productos por unidad de tiempo.

Factores que influyen en la velocidad de una reacción química

La velocidad de una reacción química no siempre es constante, es decir, no siempre es igual. Quienes alguna vez han preparado masa para cocinar pan, saben que el bollo de masa debe leudar, es decir, debe producirse la fermentación de los carbohidratos que contiene la harina, generando un gas que hinchará el bollo, dióxido de carbono, y se formará la miga del futuro pan. La velocidad con la cual se producirá el leudado será mayor o menor de acuerdo con que la masa esté en un lugar calentito o más frío.

Masa de pan leudando.



En la elaboración de pan, una etapa muy importante es el leudado. ¿Cómo podemos comprobar que se está produciendo? Porque con el paso de los minutos el volumen del bollo aumenta considerablemente de tamaño. Si tomamos dos bollos de igual tamaño, y colocamos uno en un lugar fresco, y el otro en un lugar cálido observaremos, con el paso del tiempo, que en el segundo se produce un aumento mayor del volumen que en el primero. Esta situación es un claro ejemplo de que la temperatura modifica la velocidad de una reacción química; en este caso, la de la fermentación de los carbohidratos presente en la harina.

La velocidad de una reacción química se verá modificada por diversos factores. La temperatura, como vimos en el caso del pan, la naturaleza de los reactivos, el estado de agregación y la cantidad de reactivos, el grado de división de los reactivos sólidos, la presencia de catalizadores, y en algunos casos la luz, son factores que modificarán la rapidez con la cual se produce una reacción química.



Un **catalizador** es toda sustancia que modifica la velocidad de una reacción química sin experimentar cambios en su composición, esto es, se la encuentra inalterada luego de concluir el proceso. Por ejemplo, en la elaboración de margarina se incorpora hidrógeno a un aceite vegetal. Por lo general, esta es una reacción muy lenta, entonces se agrega platino (Pt) finamente dividido, que acelera la velocidad de la reacción y así se puede fabricar margarina a nivel industrial. El platino no reacciona y se mantiene como metal. En este caso el platino actuó como catalizador, es decir, favoreció y aceleró la reacción entre el hidrógeno y el aceite vegetal. Hay otros catalizadores que retardan una reacción química, se los llama catalizadores negativos o inhibidores.



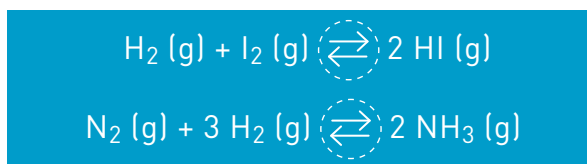
ACTIVIDAD

2. Lea las siguientes situaciones, piense qué factor es el modificante de la velocidad de la reacción química que se produce en cada caso y complete la tabla que está al final.
 - a. Cuando tenemos que cocinar un alimento y disponemos de poco tiempo, ¿calentamos más o menos?, ¿aumentamos o disminuimos la temperatura para que se cocine más rápido?
 - b. ¿Los alimentos se descomponen más rápidamente dentro o fuera de la heladera?
 - c. Si necesitamos encender leña para un asado, ¿en qué condiciones arderán más fácilmente los trozos, si son pequeños o si son grandes?
 - d. Si al encender la hornalla de la cocina vemos que la llama es amarillenta y ensucia la olla que colocamos sobre ella, pensamos: hay que destapar los quemadores. Entonces, ¿qué hacemos o qué hace el gasista? ¿Regula la entrada de aire para que entre más oxígeno? ¿Por qué?

Ítem	Reacción que se produce	Factor que influye en la velocidad
a.	Cocción de un alimento	Temperatura
b.	Descomposición de un alimento	
c.	Combustión de leña	
d.		Concentración de los reactivos

LA REVERSIBILIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En ciertas condiciones, por ejemplo en un sistema cerrado, se pueden producir reacciones químicas que identificamos como **reacciones reversibles**. Estas reacciones se caracterizan porque los reactivos se transforman en productos pero simultáneamente los productos obtenidos pueden transformarse, nuevamente, en los reactivos originales. Para representar una reacción reversible a través de una ecuación química, se colocan dos flechas, con sentidos contrarios, entre las fórmulas de las sustancias indicadas a ambos miembros de la ecuación, esto indica que se están produciendo a la vez dos reacciones químicas. Una reacción que va de las sustancias representadas a la izquierda a las de la derecha, que se la denomina **reacción directa**, y otra reacción que va de la derecha hacia la izquierda, y que se la denomina **reacción inversa**. Se convino en llamar reactivos a las sustancias que están escritas a la izquierda y productos a las de la derecha.



Una reacción que se produce de manera reversible, en determinadas condiciones, se representa mediante dos flechas que relacionan los reactivos y los productos.

Tal como vimos en la unidad anterior, cuando se escribe una ecuación química es conveniente indicar en qué estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso) se encuentran los reactivos y los productos. Se agrega, al lado de la fórmula correspondiente y entre paréntesis la letra (s), (l), o (g), y si está en solución acuosa se pone (ac) o (aq).

Si una reacción se da en forma irreversible, sólo se produce en un sentido y, por lo tanto, se representa con una sola flecha, en el sentido en que se avanza la reacción, como veníamos haciéndolo hasta ahora. Todos los reactivos se transforman en productos. Recordemos mediante un ejemplo:

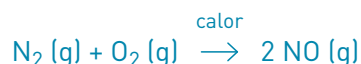


Una reacción que se produce de manera irreversible, se representa con una sola flecha; ésta indica el sentido de la reacción.



ACTIVIDAD

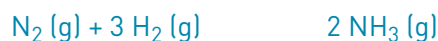
3. Clasifique las siguientes reacciones químicas indicando, para cada una, si se trata de una reacción reversible o irreversible. Para la última, además, complete la ecuación.
- a. La formación del óxido de nitrógeno, cuando el nitrógeno y el oxígeno reaccionan a altas temperaturas en los motores de camiones y automóviles queda representada:



- b. La descomposición térmica (por acción del calor) de la piedra caliza (carbonato de calcio), para formar cal (óxido de calcio) y dióxido de carbono, se utiliza en la fabricación del cemento portland, según la ecuación:



- c. La reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno en un recipiente cerrado, ambos en estado gaseoso, para formar el amoníaco; una sustancia de olor penetrante que se utiliza en la fabricación de fertilizantes, limpiadores, tinturas de cabellos y explosivos se representa:



EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando la reacción reversible se produce de manera tal que ambas reacciones (directa e inversa) tienen la misma velocidad, se dice que el sistema está en equilibrio químico. Cuando esto ocurre, la composición del sistema no cambia, permanece constante.

Para que un sistema pueda alcanzar un **equilibrio químico** es necesario que el sistema sea cerrado (no pueda salir ni entrar materia), que todas las sustancias que intervienen (reactivos y productos) estén presentes y que las reacciones directa e inversa se produzcan con la misma velocidad.

En una reacción química que se desarrolla de manera reversible, la reacción directa y la reacción inversa ocurren a la vez, simultáneamente. Consideremos el caso en el que la reacción comienza con la presencia exclusivamente de los reactivos. Cuando se inicia la reacción y a medida que los reactivos se van transformando en los productos, la cantidad de reactivos disminuye y la cantidad de productos aumenta.

Recordemos que la cantidad de reactivos presente, es un factor que modifica la velocidad de la reacción química.

¿Cuándo se logra el equilibrio en un sistema, en el que se está produciendo una reacción química de manera reversible? Cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa, lo que se evidencia cuando la cantidad de reactivo y la cantidad de producto presentes, permanece constante, es decir, sin cambios. Se le denomina **equilibrio dinámico**, porque aunque las cantidades de reactivo y de producto permanecen sin cambio, las reacciones siguen produciéndose.

Principio de Le Chatelier

Cuando calentamos agua en una olla para cocinar fideos y la tapamos, o cuando calentamos agua en una pava para tomar mate, podemos observar algunos cambios. Pasado un tiempo y al alcanzar una determinada temperatura, vemos que el agua comienza a moverse, se forma vapor y puede llegar a hervir (si es que continuamos calentando el recipiente).

Cuando retiramos la tapa vemos en la parte interna que se han formado gotas de agua líquida. ¿Qué ha ocurrido? El agua líquida ha pasado a vapor por el aumento de la temperatura y el vapor al chocar contra la tapa, que se encuentra a menor temperatura, se condensa y pasa al estado líquido. Este es un proceso reversible, y depende de las condiciones con las que trabajamos. Cuando ambos procesos, pasaje de agua líquida a vapor y de vapor y agua líquida, se producen con igual rapidez podemos decir que el sistema alcanzó un estado de equilibrio.

Si trabajamos con un sistema en el cual se producen reacciones químicas, también puede alcanzar un equilibrio dinámico llamado equilibrio químico.

Al estudiar el comportamiento de los sistemas en equilibrio, el químico francés Henri Luis Le Chatelier comprobó que si un sistema recibe una perturbación que lo modifica, evoluciona en el sentido de disminuir el efecto de la perturbación y llegar a un nuevo estado de equilibrio. Por ejemplo, si en un sistema en equilibrio químico se extrae parte de uno de los productos, el sistema evolucionará en el sentido de producir más de ese producto.

En 1884, quedó enunciado el **Principio de Le Chatelier** que indica que, cuando en un sistema en equilibrio químico se produce un cambio en las condiciones en que se desarrolla la reacción química, el sistema reacciona en el sentido de contrarrestar dicho cambio hasta que el sistema alcanza un nuevo estado de equilibrio.

El concepto de equilibrio químico dinámico y el Principio de Le Chatelier, tiene una variada aplicación en diferentes industrias, como veremos en la siguiente página.



Para comprender y ampliar el concepto de equilibrio químico, puede acceder a los siguientes videos:

Equilibrio Químico 1ra parte: experimento sobre equilibrio químico, utilizando dióxido de carbono (CO_2) y otros elementos que pueden encontrar en la casa. www.youtube.com/watch?v=GX7cYGnoznk

Equilibrio Químico 2da parte-Principio de Le Chatelier: www.youtube.com/watch?v=zxhl5XPY_dk

[Consultados en marzo de 2015]



ACTIVIDADES

4. Observe las ecuaciones correspondientes a una reacción química que pasa consecutivamente por las diferentes situaciones o estados representados:
- Situación I:* $A \rightleftharpoons B + C$ Equilibrio
- Situación II:* $A \rightarrow B + C$ Perturbación del equilibrio (agregado de reactivo A)
- Situación III:* $A \rightleftharpoons B + C$ Equilibrio
- ¿Qué es lo que provoca una modificación en la situación I?
 - Como consecuencia de lo representado en II, ¿en qué sentido evoluciona la reacción química para retomar un estado de equilibrio?
 - ¿La situación III es igual a la situación I? ¿Por qué?
5. En la reacción entre hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) para obtener agua:
- $$2 H_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2 H_2O (l)$$
- ¿Cuál es el efecto de cada una de las siguientes condiciones sobre el equilibrio de la reacción? Indique si el equilibrio se desplaza hacia los productos o hacia los reactivos, para restablecer una situación de equilibrio.
- Aumentar la concentración de H_2 .
 - Reducir la concentración de H_2 .
 - Aumentar la concentración de O_2 .

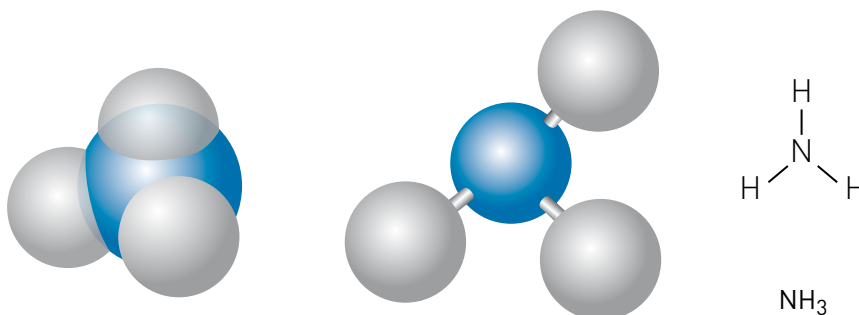
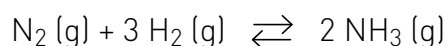
APLICACIONES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO EN LA INDUSTRIA

Lo tratado en esta unidad, tiene una importancia relevante en las industrias químicas. Por ejemplo, la producción industrial de amoníaco (NH_3) es posible porque se trabaja con los factores que modifican la velocidad de una reacción química, y como consecuencia se optimizan las condiciones en las cuales se desarrolla esa reacción química. De esta forma se alcanza un mayor rendimiento en la obtención del producto. Veamos, de manera simplificada, de qué se trata.

En la fabricación industrial del amoníaco (NH_3) se trabaja con la reacción entre el hidrógeno (H_2) y el nitrógeno (N_2), los que pueden obtenerse a partir del aire licuado (aire en estado líquido).

Esta reacción de síntesis del amoníaco es exotérmica, es decir, desprende calor; a $25^\circ C$ es lenta, su velocidad de reacción es tan baja que la cantidad de amoníaco (NH_3) que se produce es pequeña. Como en la industria lo que interesa es producir la mayor cantidad de amoníaco posible en el menor tiempo, se modifican las condiciones en que se produce la reacción a través de cambios en la presión y la temperatura. Se suele trabajar a elevadas presiones (entre 200 y 400 atmósferas) para aumentar el rendimiento, y temperaturas próximas a los $500^\circ C$, para aumentar la velocidad de reacción. También se añade un catalizador (platino, tungsteno u óxidos de hierro), que aumenta la velocidad de la reacción química.

La ecuación correspondiente a esta reacción es:



El amoníaco es una sustancia gaseosa a temperatura ambiente, tóxica y de olor penetrante, que forma parte de muchos de los limpiadores que utilizamos en nuestra casa. Cuando se trabaja con ellos es importante hacerlo en lugares bien ventilados y no olerlos en forma directa.



ACTIVIDAD

6. Si cuenta con una computadora y conectividad a Internet, observe el siguiente video del programa Conectar Igualdad, que trata de la obtención del amoníaco: goo.gl/hzXUlu [Consultado en marzo de 2015]; de lo contrario busque información referida a la fabricación industrial del amoníaco, en un libro que trate de Química aplicada a las industrias, o en una enciclopedia de ciencias, y sobre la base de la información encontrada responda:
 - a. ¿Qué científicos idearon el método actual de obtención de amoníaco?
 - b. ¿Para qué se quería fabricar amoníaco? ¿En qué situación histórica se dio el nacimiento de este método de obtención?
 - c. ¿Qué materias primas se utilizan? ¿De dónde se las extrae?
 - d. Represente la reacción química de la fabricación de amoníaco.
 - e. ¿Qué aplicaciones tiene el amoníaco en la actualidad?



El concepto de equilibrio químico y el Principio de Le Chatelier también se tienen en cuenta en la fabricación de ácido nítrico y de ácido sulfúrico. Si desea conocer más información referida a esas industrias en Argentina, puede acceder a las siguientes páginas de Internet:

Fábrica de ácido nítrico, Fabricaciones Militares en Río Tercero, Córdoba, Argentina: goo.gl/tQL6kP

Fábrica de ácido sulfúrico y otros productos químicos, en Fray Luis Beltrán, Santa Fe, Argentina: goo.gl/11BzGH

[Consultadas en marzo de 2015]



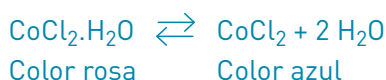
ACTIVIDADES INTEGRADORAS

7. Lea el siguiente texto y responda las preguntas finales.

Cloruro de cobalto, ¿rosa o azul?

El cloruro de cobalto (II), sólido a temperatura ambiente, es utilizado como la sustancia “misteriosa” en adornos o estatuitas que se venden como indicadores del tiempo.

El secreto del cloruro de cobalto de ninguna manera es mágico, es tan solo que tiene la capacidad de hidratarse y deshidratarse, como un proceso reversible, y que podemos representar (en forma simplificada) de la siguiente manera:



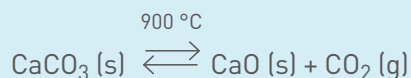
Indicadores del tiempo, están recubiertos con una capa de cloruro de cobalto (II).

- Teniendo en cuenta el Principio de Le Chatelier, explique en qué sentido evolucionaría el sistema si aumentara el porcentaje de vapor de agua en el aire, esto es, si hubiera elevada humedad ambiente.
- Si ocurre lo mencionado en a. ¿Qué color tomaría el muñequito?
- Si el muñequito se pone rosa, ¿predice lluvia? ¿Por qué?
- Un ambiente seco, hace suponer buen tiempo, ¿de qué color estará el muñequito?

8. Lea el siguiente texto y responda las preguntas finales.

El cemento portland es un material de construcción que presenta variadas aplicaciones. Se utiliza, mezclado con arena, cal y agua, para pegar ladrillos y construir paredes. También, en grandes obras, como diques, autopistas y puentes. Una de las principales materias primas en la fabricación del cemento portland es la piedra caliza, muy abundante en toda la Argentina. Su principal componente es el carbonato de calcio (CaCO_3). Extraída de la mina, es transportada en camiones u otros medios hasta la cementera (fábrica de cemento). Las rocas de gran tamaño son sometidas a trituración y molienda, para reducir su tamaño. Esto se hace porque mientras más pequeño sea el tamaño de las porciones de caliza, más rápido se producirán las reacciones químicas en las que participará dentro de este proceso, ya que al tener más superficie expuesta, el contacto entre reactivos será mayor. Una vez acondicionada, ingresa, junto a las otras materias primas, a un horno cilíndrico giratorio y continuo dentro del cual se produce su descomposición térmica, aproximadamente a los 900°C .

La reacción química correspondiente es la siguiente (ya vista en esta unidad, en la Actividad 3):



Posteriormente, el óxido de calcio formado reacciona con sílice o dióxido de silicio (SiO_2) aportado por otra materia prima, formando el producto silicato de calcio (CaSiO_3), uno de los componentes del cemento portland.

- a. ¿Qué clase de reacción es la que acabamos de representar? Fundamente su respuesta.
- b. Señale, ¿cuál es la reacción directa? Y, ¿cuál es la reacción inversa?
- c. Teniendo en cuenta que esta reacción se usa en el proceso de fabricación de cemento portland, y lo importante es que en esta descomposición térmica se produzca óxido de calcio para que reaccione luego con la sílice, y estamos ante la presencia de un sistema en equilibrio dinámico.
 - I. ¿Se debe favorecer la reacción directa o la inversa? ¿Por qué?
 - II. ¿Qué cambio o perturbación se puede provocar para que se favorezca la formación de óxido de calcio?
 - III. ¿Por qué se denomina descomposición térmica?
 - IV. Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción entre el óxido de calcio y el dióxido de silicio para formar el silicato de calcio.



Para conocer más sobre los ácidos, puede ingresar en las siguientes páginas de Internet:

www.fab-militares.gov.ar/acido-sulfurico-h2so4/

www.fab-militares.gov.ar/acido-nitrico/

[Consultadas en junio de 2015]

UNIDAD 6

Modelos explicativos para reacciones químicas

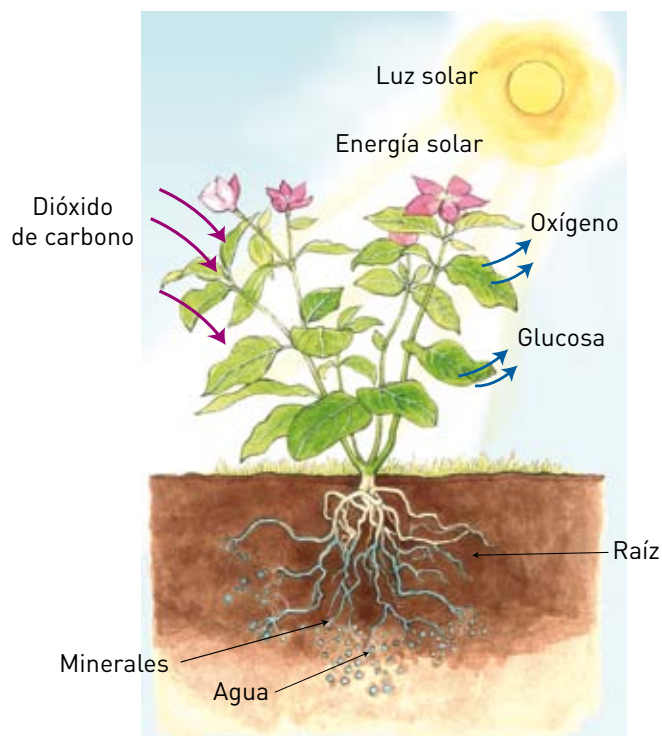
INTRODUCCIÓN

En la naturaleza, en los alimentos que consumimos, en nuestro cuerpo, en todo nuestro entorno cotidiano, encontramos dos tipos de sustancias con características diferentes: los ácidos y las bases o álcalis. La soda cáustica o hidróxido de sodio, utilizada para destapar cañerías, es un claro ejemplo de base. El ácido muriático o ácido clorhídrico, es muy efectivo al momento de limpiar artefactos del baño con manchas rebeldes. Claro, también hay sustancias neutras como el agua, el alcohol y el cloruro de sodio.

La presencia simultánea de ácidos y bases desencadena un tipo de reacción química llamada reacción de neutralización. Esto ocurre, por ejemplo, cuando tomamos un antiácido para neutralizar el exceso de acidez estomacal.

Otro tipo de reacción química es la llamada reacción de óxido-reducción o rédox. Por ejemplo, son las que se producen en muchos sistemas de calefacción del hogar o de la oficina, como las estufas a gas, que se utilizan para generar calor. En este caso, durante la combustión los hidrocarburos (presentes en el gas natural, la nafta, el querosén, el gasoil) y el oxígeno (del aire) se transforman, generando dióxido de carbono y agua, además de liberar energía en forma de calor.

La fotosíntesis, el proceso por el cual las plantas convierten en nutrientes el dióxido de carbono y el agua, por acción de la luz del sol, es otro proceso en el que se producen reacciones de óxido-reducción. Estas reacciones también están presentes en la corrosión de los metales y en la respiración de plantas y animales.



La fotosíntesis es un ejemplo de proceso de óxido-reducción. La planta absorbe luz solar y capta dióxido de carbono del aire y agua del suelo y del aire, y los transforma en glucosa ($C_6H_{12}O_6$), un carbohidrato que es fundamental para la planta. En el proceso se libera oxígeno molecular a la atmósfera.



ACTIVIDAD

1. Escriba la ecuación que corresponde a la fotosíntesis. No olvide ajustarla utilizando los coeficientes que correspondan.

ÁCIDOS Y BASES

Cuando preparamos té y agregamos unas gotas de limón observamos que el líquido cambia de color. El jugo de limón contiene **ácidos**, que son sustancias de sabor agrio y que cambian el color de algunos pigmentos vegetales (colorantes naturales). El té común, en contacto con agua caliente, genera una infusión rojiza; la incorporación de limón la torna amarillenta, porque el ácido actúa sobre la sustancia que da color a la infusión. Se puede comprobar que los ácidos, cuando están disueltos en agua conducen la corriente eléctrica, esto se debe a que en solución acuosa las moléculas de un ácido se disocian, separándose **cationes hidrógeno (H^+)**, también llamados **hidrones**, del resto de la molécula que queda como anión, es decir, ion negativo. Por ejemplo, cuando el ácido nítrico (HNO_3) se disuelve en agua, se disocia en H^+ y NO_3^- , estos iones son los responsables de la conducción de la corriente eléctrica. En solución acuosa los cationes H^+ son inestables y se asocian a moléculas de agua generándose los **cationes hidronio (H_3O^+)**.



Los átomos de hidrógeno tienen 1 protón, 1 electrón y en el caso del isótopo más abundante en la naturaleza, ningún neutrón. El catión H^+ proviene de un átomo de H que perdió un electrón, por lo que sólo queda un protón. Por este motivo, el H^+ es llamado, habitualmente, “protón”.

Cuando utilizamos un jabón para lavarnos las manos o lavar ropa, agregamos agua y obtenemos un sistema acuoso resbaloso al tacto. El jabón contiene un tipo de sustancias que cambia el color de algunos pigmentos naturales, igual que lo hacen los ácidos. Estas sustancias, llamadas **bases**, conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran disueltas en agua. En solución acuosa liberan **aniones hidróxido (OH^-)**, quedando el resto como catión. Por ejemplo, cuando el hidróxido de sodio (NaOH) se disuelve en agua, se disocia en los iones en OH^- y Na^+ .

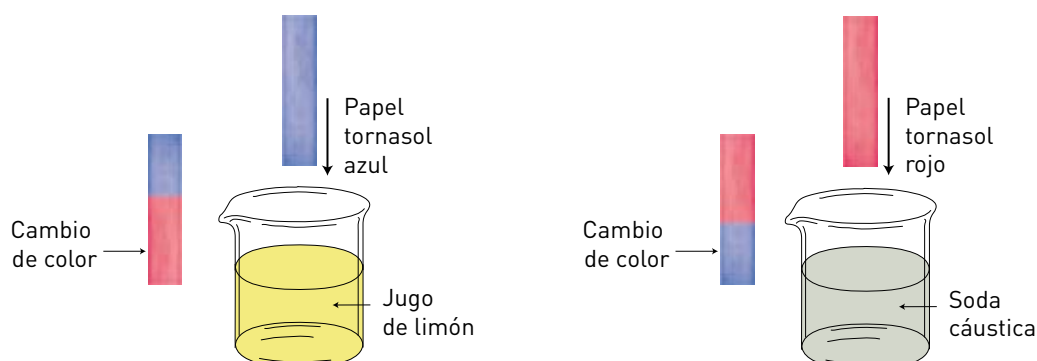


ACTIVIDAD

2. En la Unidad 3, en la página 91, hemos mencionado y dado la fórmula de dos ácidos y de dos hidróxidos.
 - a. ¿Qué tipo de elementos los forman? (metales/no metales)
 - b. ¿Los hidróxidos son compuestos iónicos o moleculares? ¿Y los ácidos mencionados?

Si tenemos una sustancia en estado líquido o en solución acuosa, podemos identificar si se trata de un ácido o de una base (álcali), utilizando lo que se denomina **indicador ácido-base**. Un indicador ácido-base es una sustancia cuyo color depende del medio (ácido o básico) en el que se encuentre. Puede ser natural (como el tornasol) o sintético (como la fenolftaleína).

El indicador más antiguo, llamado tornasol, se extrae de un liquen. Cuando se coloca en presencia de ácidos o de bases, este indicador cambia de color.



Cuando sumergimos papel de tornasol azul en una solución ácida, se colorea de rojo.

En cambio, si sumergimos papel de tornasol rojo en una solución básica, se colorea de azul.



ACTIVIDAD

3. En nuestra casa, con materiales de uso cotidiano podemos fabricar indicadores ácido-base. Le proponemos intentar la siguiente experiencia.
Necesitará: repollo morado; un cuchillo; una tablita; un vaso; un colador; un trozo de tela de algodón o papel de filtro; 4 recipientes o vasitos pequeños de material transparente; jugo de limón; vinagre blanco; líquido limpiador que posea amoníaco y leche de magnesia.
- I. Para extraer el indicador del repollo, separe unas hojas, córtelas en trocitos y colóquelas en el vaso con un poco de agua, durante unos minutos. Para una mejor extracción puede machacar los trocitos de hojas.
- II. Filtre el líquido coloreado obtenido; puede hacerlo con un trozo de tela de algodón, ayudado con el colador. El líquido filtrado actuará de indicador. Registre el color que tiene.
- III. Numere cada uno de los cuatro recipientes pequeños y agregue en el recipiente 1, un poco de jugo de limón; en el 2, vinagre blanco; en el 3, líquido limpiador y en el 4, leche de magnesia. Anote el color de cada uno de los líquidos.
- IV. Luego agregue algunas gotas del indicador que obtuvo de las hojas de repollo en cada uno de los recipientes enumerados. Observe y anótelos en su carpeta.
 - a. Si observó cambios de color, trate de responder a qué se debe.
 - b. Teniendo en cuenta la siguiente tabla, registre los datos obtenidos en una tabla de doble entrada.



Indicador de hojas de repollo	
Color que toma en medio ácido	Rosado o rojo
Color que toma en medio neutro	Azul violeta oscuro
Color que toma en medio básico	Verde o amarillo

Las hojas de repollo morado contienen sustancias que se pueden extraer con agua, formando soluciones que son indicadores ácido-base.

Los ácidos y las bases según el modelo de Arrhenius

Alrededor de 1884, el químico sueco Svante Arrhenius describió a los ácidos y a las bases de acuerdo con el modo en que reaccionan cuando se encuentran disueltos en agua, indicó que se separan o disocian en iones (entidades con carga eléctrica), y los relacionó con la conducción de la corriente eléctrica.

Según el modelo de Arrhenius:

- Los **ácidos** son aquellas sustancias que disueltas en agua se disocian en iones hidrógeno (H^+). Estos iones son los que le otorgan a los ácidos su sabor agrio, y la propiedad de corroer algunos metales.
- Las **bases** son aquellas sustancias que en solución acuosa se disocian originando iones hidróxido (HO^-). Estos iones son los que le otorgan a las bases características tales como sabor amargo y sensación jabonosa al tacto.

Si disolvemos azúcar en agua, las moléculas de azúcar permanecen íntegras, es decir, no se separan en partes, sólo se mezclan con las moléculas de agua y esa solución no conduce la corriente eléctrica. En cambio, si disolvemos sal común en agua, el cloruro de sodio (NaCl) se separa o disocia formando cationes sodio (Na^+) y aniones cloruro (Cl^-) que se mezclan con las moléculas de agua y esa solución sí conduce la corriente eléctrica.

Los electrolitos

Las sustancias que disueltas en agua conducen la electricidad se llaman **electrolitos**. Por ejemplo, cuando en casa están presentes niños o adultos con problemas respiratorios, es frecuente que el médico nos indique el uso de un vaporizador. Es un aparato que convierte el agua líquida en vapor, y suele agregársele algún medicamento para restaurar la salud, que es arrastrado por el vapor que se desprende. Funcionan con electricidad, y calienta rápidamente al agua. Si vivimos en una zona donde el agua no contiene gran cantidad de minerales (conocidas como agua ligera), se agrega sal común al agua del vaporizador para acelerar el proceso de calentamiento, de esa manera circula más corriente eléctrica y así aumenta la cantidad de vapor producida. ¿Por qué ocurre esto? Como ya hemos visto, la sal común se disocia cuando se disuelve en agua, y forma iones de cargas eléctricas diferentes, aniones cloruro y cationes sodio, que facilitan la conducción de la electricidad. Podemos decir entonces, que la sal común es un electrolito.

El agregado de sal común al agua de un vaporizador potencia la conducción de la corriente eléctrica, y por lo tanto, aumenta la cantidad de vapor que se genera.



Repasemos, a las sustancias que disueltas en agua conducen la corriente eléctrica se las denomina **electrolitos**; y a las que no lo hacen, **no electrolitos**. Si recordamos, un ejemplo de no electrólito es el caso del azúcar, que disuelta en agua no conduce la corriente eléctrica porque sus moléculas no se disocian.

La ionización del agua y el modelo de Brönsted-Lowry

Alrededor de 1923, el científico danés Johannes Niclaus Brönsted, en forma simultánea con el químico inglés Thomas Lowry, enriquecieron la definición de ácido y base que había formulado Arrhenius.

Expresaron que la característica ácido-base de estas sustancias se pone de manifiesto cuando se produce una **transferencia de cationes H^+** , una de las sustancias aporta H^+ y la otra acepta H^+ . Así,

- Un ácido es una entidad que cede cationes hidrógeno (H^+).
- Una base es una entidad que capta cationes hidrógeno (H^+).

El agua representa un caso especial ya que sus moléculas pueden ceder o captar H^+ . Con instrumentos de precisión se ha detectado que el agua líquida es levemente conductora de la electricidad. Esto se explica considerando que existe cierta disociación de sus moléculas. Su disociación se desarrolla de manera reversible y se representa de la siguiente forma:



El agua se disocia, en pequeña proporción, generando ion hidróxido e ion hidronio en iguales cantidades.

Una molécula de agua cede un H^+ (hidrón) que es captado por otra molécula, dando origen al anión HO^- y al catión H_3O^+ que a su vez reaccionan entre ellos para originar dos moléculas de agua, estableciéndose un equilibrio dinámico. El agua pura es neutra, en ella el número de H_3O^+ siempre igual al de HO^- .



Se denomina **concentración molar (M)** a la composición de una solución expresada como: número de moles de soluto por litro de solución: N° de moles/L de solución.

Veamos el caso de una solución acuosa. Al disolver una sustancia en agua, la solución obtenida puede ser neutra, ácida o básica.

- Cuando la concentración molar de iones hidronio es igual a la concentración molar de iones hidróxido, la **solución** es **neutra**.
- Cuando se agrega un ácido al agua neutra, aumenta la concentración de ion hidronio, y disminuye la de ion hidróxido. La **solución** es **ácida**.
- Cuando se agrega una base; aumenta la concentración de ion hidróxido, y disminuye la de ion hidronio. Es el caso de una **solución básica**.

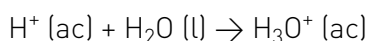
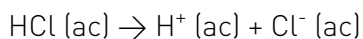
$[H_3O^+] = [HO^-]$ Solución neutra

$[H_3O^+] > [HO^-]$ Solución ácida

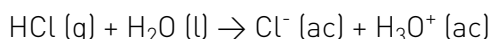
$[H_3O^+] < [HO^-]$ Solución básica

Fuerza de ácidos y bases

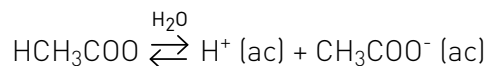
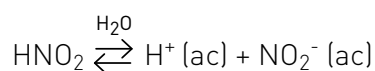
¿Qué genera la fuerza de un ácido o de una base? Cuanto más se disocia un **ácido** (o una base) más **fuerte** es. Un ácido fuerte (o una base fuerte) es aquella sustancia que disuelta en agua se disocia total o casi totalmente. La reacción de disociación, en este caso, se desarrolla en forma irreversible. Por ejemplo, en el caso del cloruro de hidrógeno (HCl) que es gaseoso a temperatura ambiente, cuando se disuelve en agua se disocia totalmente, generando aniones cloruro (Cl^-) y cationes H^+ que, como vimos, se asocian a moléculas de agua originando cationes hidronio (H_3O^+). Por esta razón, el ácido clorhídrico (solución acuosa de cloruro de hidrógeno) es un ácido fuerte.



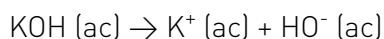
En suma el proceso estaría representado por:



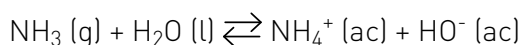
Los **ácidos débiles**, se disocian parcialmente en agua; en este caso la reacción de disociación se desarrolla de manera reversible y se establece un equilibrio dinámico entre las moléculas sin disociar y los productos de su disociación. Podemos decir que estos ácidos no se disocian totalmente, a partir de un mismo número de moles de ácido se forma menor cantidad de iones hidronio que en el caso de un ácido fuerte. Son ejemplos el ácido acético (uno de los componentes del vinagre) y el ácido nitroso (HNO_2).



Las **bases fuertes** se disocian por completo en agua. Por ejemplo, el hidróxido de potasio $K(OH)$ se disocia en agua de manera irreversible.



Por su lado, las **bases débiles** en agua, se disocian parcialmente. El amoníaco (NH_3), gaseoso a temperatura ambiente, es una base débil, en presencia de agua establece el siguiente equilibrio:





ACTIVIDAD

4. Al pasar ácido muriático por el mármol de una mesada se observa que se desprenden burbujitas y queda una mancha blanca opaca. Cuando el ácido muriático (ácido clorhídrico: HCl (ac)) reacciona con el carbonato de calcio ($\text{CaCO}_3 \text{ (s)}$), que es el principal componente del mármol, se produce cloruro de calcio ($\text{CaCl}_2 \text{ (s)}$) y dióxido de carbono ($\text{CO}_2 \text{ (g)}$). Escriba la ecuación correspondiente a esta reacción e identifique la sustancia que produce la mancha blanca.

Escala de pH

Para poder conocer si una solución acuosa tiene características ácidas, básicas o neutras, se definió el concepto de **potencial de hidrógeno**, comúnmente nombrado como **pH**. Además, se generó una escala numérica cuyos valores más habituales van de 0 a 14. ¿Se acuerda? Fue presentada en la Unidad 3.



El papel indicador pH está impregnado de un conjunto de sustancias indicadoras, cuyo color varía con los cambios de pH.



ACTIVIDAD

5. Se dispone de seis muestras de soluciones acuosas, con valores de pH diferentes:
Muestras: A. pH 9,3 B. pH 1,5 C. pH 7 D. pH 6,6 E. pH 13 F. pH 7,5
a. Utilizando la escala de pH, complete la siguiente tabla.

	Muestra	pH
Levemente ácida		
Levemente básica		
Neutra		
Muy ácida		
Muy básica		
Medianamente básica		

- b. ¿Cuál de las muestras podría ser de jugo gástrico?

Conocer el pH de un sistema acuoso es muy importante en nuestra vida diaria, en nuestro cuerpo y en la industria. Observemos la siguiente tabla:

Sistemas acuosos	pH	
Jugos gástricos	1,0	Ácido
Jugo de limón	2,3	
Vinagre	2,9	
Jugo de tomate	4,1	
Café	5,0	
Lluvia ácida	5,6	
Orina	6,0	Neutro
Leche	6,6	
Agua destilada	7,0	
Sangre	7,4	
Pasta de dientes	9,9	
Leche de magnesia	10,5	
Agua de cal	11,0	Básico
Amoníaco doméstico	11,9	

En el listado se incluyen fluidos propios de nuestro cuerpo (sangre y orina), alimentos (café, leche) y otros productos que encontramos en nuestro entorno. Los valores de pH son valores promedio.



En la leche recién ordeñada puede haber microorganismos patógenos, que perjudican la salud. Generalmente provienen de una higiene deficiente y prácticas erróneas durante el ordeño. Si la leche ya envasada no es conservada en condiciones de refrigeración óptimas, estos microorganismos se multiplican. A veces ocurre que cuando calentamos leche líquida, vemos que “se corta”; se forman como coágulos que flotan en una solución amarillenta. ¿Qué ha ocurrido? La presencia de microorganismos patógenos que degradan la lactosa (carbohidrato presente en la leche), producen ácido láctico, y este ácido es el que “corta” la leche. A veces los cocineros cortan la leche añadiendo jugo de limón o vinagre, como parte de una receta. Esta leche cortada no es nociva porque no tiene presencia de microorganismos.



ACTIVIDAD

- En la época de nuestros padres y abuelos era más habitual que la leche se cortara al hervir. Averigüe por qué es más raro que la leche que consumimos actualmente se corte.



Para conocer más sobre el tema de pH y equilibrio ácido-base, puede acceder a: www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=111634
[Consultado en marzo de 2015]

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN EN LA VIDA COTIDIANA Y EN LA INDUSTRIA

Es común que cuando participamos de un festejo de cumpleaños comamos y bebamos en exceso. Una de las consecuencias que suele manifestarse, al otro día, es la acidez estomacal. Sentimos que nuestro interior “quema”. ¿Qué hacemos frente a la acidez estomacal? Tomar un **antiácido**. De esa manera logramos alivio para nuestro malestar. La sensación de fuego en el interior, desaparece. ¿Qué ocurre? Al tomar el antiácido hemos neutralizado el efecto del ácido.

Nuestro estómago produce, cada día, entre 1,5 litros y 2 litros de jugo gástrico, con una acidez muy alta de pH entre 1 y 1,5, debido a la presencia del ácido clorhídrico, un ácido muy fuerte. Si la secreción de ácido es muy elevada, se produce lo que conocemos como acidez estomacal.

El antiácido es un producto de composición alcalina (básica) y actúa en el medio estomacal, incrementando el valor del pH. Los antiácidos más comunes son el bicarbonato de sodio, así como los hidróxidos de aluminio o de magnesio. La reacción que se desarrolla entre una **sustancia ácida** y otra **sustancia básica** o **alcalina** es una **reacción de neutralización**.

La reacción de neutralización tiene gran importancia en la industria textil. Cuando se tiñen los tejidos, se lo puede hacer en medio ácido o en medio básico, al finalizar el proceso se los somete a una neutralización con el fin de eliminar el sobrante de ácido o base.

Por otra parte, en la industria cosmética, tanto los champús como las cremas, y hasta los lápices labiales, se fabrican con carácter levemente ácido, básico o neutro, de acuerdo con las características de la piel de la persona que lo utilizará.



Beber un antiácido neutraliza el malestar estomacal, pero consumirlo en exceso también es perjudicial para la salud.



En la industria de lácteos, se aplica la modificación del valor de pH para generar la formación de coágulos de proteína, por ejemplo, en la fabricación de ricota y otros tipos de quesos. Puede encontrar una buena receta para preparar ricota casera en: www.solopostres.com/recetas-de-postres/602/elaboracion-de-ricota-ricotta-casera.html [Consultado en marzo de 2015]



ACTIVIDAD

7. Le proponemos indagar sobre el pH de algunos productos de uso cotidiano. Necesitará: recipientes o etiquetas de champú, enjuague para cabello y jabón para las manos. Lea atentamente cada etiqueta y, para cada producto, conteste las preguntas. No olvide registrar por escrito las respuestas que produzca.
- ¿Hay algún comentario sobre el pH?
 - Si hay comentarios, ¿tienen relación con el tipo de cabello o de piel de la persona que lo usará?

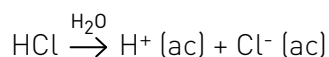
REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

Las reacciones de **óxido-reducción** o **redox** están presentes en la vida cotidiana, por ejemplo cuando se oxida un clavo o una pulsera de plata que se ennegrece y pierde su brillo, también al encender leña para el asado del domingo. Además, este tipo de reacciones constituyen el principio de funcionamiento de las pilas eléctricas y se emplean para refinar electroquímicamente determinados metales. Una aplicación industrial de este tipo de procesos es la obtención de metales, por ejemplo, de aluminio o de hierro a partir de sus minerales.

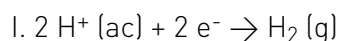
Procesos redox: transferencia de electrones

Si colocamos un clavo de hierro en ácido clorhídrico podemos ver que aparecen burbujitas que se desprende del clavo y ascienden por el líquido hasta pasar al aire. El líquido va tomando una coloración verdosa amarillenta y el clavo va disminuyendo su tamaño. Se puede comprobar que el gas que se desprende es hidrógeno. A nivel submicroscópico, podemos explicar esta reacción de la siguiente manera.

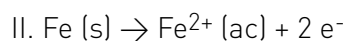
El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, que está totalmente dissociado.



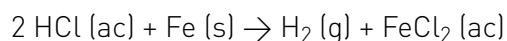
Para formar cada molécula del gas hidrógeno (**H₂**), es necesario que dos cationes **H⁺** (provenientes del ácido clorhídrico) capten dos electrones, pasando a ser átomos (entidades eléctricamente neutras) y que estos dos átomos se unan.



Los electrones son aportados por los átomos de hierro (Fe) que se transforman en cationes **Fe²⁺** y pasan a la solución.



La reacción total resulta:



I y II son **procesos simultáneos**. Se trata de una **transferencia de electrones**. Decimos que se produjo una reacción de óxido-reducción.

Cuando una entidad (átomo, molécula, ion) **cede electrones** decimos que se produce una **oxidación**; si **capta electrones**, se produce una **reducción**.

En el proceso de óxido-reducción, se produce de manera simultánea, una oxidación y una reducción. En la oxidación hay pérdida de electrones, los que son ganados en la reducción.



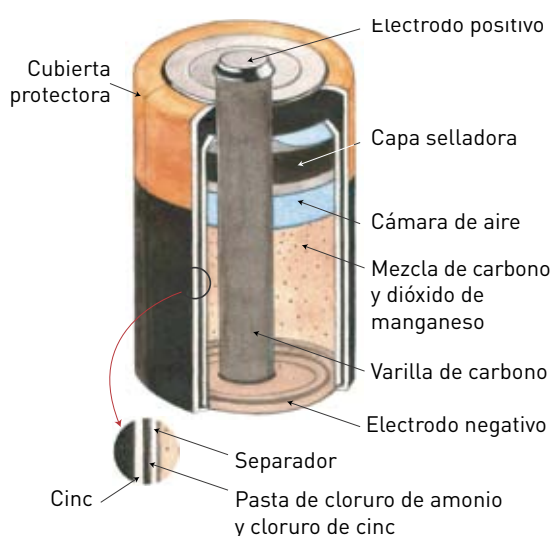
ACTIVIDAD

8. Lea nuevamente la página anterior y luego responda las preguntas.

a. ¿Qué color dan los iones Fe^{2+} a la solución acuosa?

b. ¿Por qué el tamaño del clavo se va reduciendo?

Las pilas: generación de electricidad



Esquema de una pila seca común

Los procesos de óxido-reducción, que como ya dijimos, hay transferencia de electrones, pueden aplicarse para obtener energía eléctrica. Es el caso de las pilas, que transforman la energía química en energía eléctrica. Son las que utilizamos para que funcione una radio o una linterna. En el interior de la pila se establece un proceso redox y es la transferencia de electrones en este proceso lo genera una corriente eléctrica, que puede ser aprovechada en un circuito externo.

Las pilas se pueden clasificar en **primarias** o **voltaicas**, en las que la reacción química no se puede invertir, por lo que no son recargables, y **secundarias** o **acumuladores**, en las cuales la reacción es reversible y se puede llevar a su estado original, es decir se las puede recargar. Esto se logra haciendo pasar una corriente eléctrica a través del circuito, en sentido opuesto al flujo de electrones normal de la pila.

La corrosión: explicamos el proceso

Cuando un objeto de hierro queda expuesto a la intemperie se oxida, su superficie cambia de color y de aspecto. A este proceso se le denomina **corrosión metálica**.

La corrosión, es un fenómeno que se produce, por ejemplo, cuando una superficie metálica, es atacada por los agentes del ambiente.



Varios factores influyen en la corrosión; las condiciones de la atmósfera, el suelo y el agua.



ACTIVIDAD

9. Aunque usted esté familiarizado con el fenómeno de la oxidación del hierro, le proponemos realizar algunos experimentos para estudiar este proceso con cierto detalle. Necesitará: trocitos de lana de acero (la “virulana” que se usa para pulir las ollas), dos tubos de vidrio o plástico transparentes (pueden ser los envases de ciertos remedios o vasos de tipo trago largo), una asadera o un plato hondo.



- I. Lave un trocito de lana de acero con detergente y agua caliente y enjuáguelo muy bien, sin escurrirlo. Que no le quede nada de detergente.
- II. Separe los hilos y ajústelo en el fondo de uno de los recipientes de vidrio o plástico, de forma tal que no se caiga si lo pone boca abajo.
- III. Coloque agua en la fuente hasta una altura de 4 o 5 cm y apoye en ella los dos vasos boca abajo.



- a. Compare el nivel del agua en ambos vasos.
- b. Deje todo en reposo y vuelva a observar al cabo de 15 minutos, y al día siguiente.
- c. Registre sus observaciones por escrito, tratando de determinar el tiempo que tarda el sistema en estabilizarse, es decir cuando no se observan más cambios.
- d. Formule una explicación tentativa de sus observaciones, indicando qué papel cumple el tubo sin lana de acero.

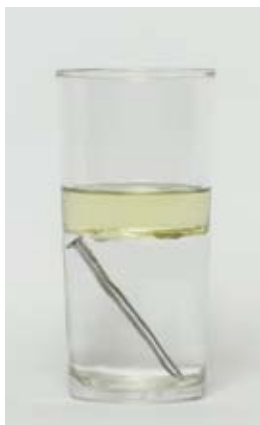
Los resultados de este experimento le demuestran que el hierro que forma la lana de acero reacciona con el oxígeno del aire (se oxida) y el agua sube. Llega un momento en que el sistema se estabiliza y el agua deja de subir. El nivel que alcanzó dentro del vaso tiene relación con la cantidad de oxígeno que reaccionó.



ACTIVIDAD

10. Ahora, la propuesta consiste en volver a realizar el ensayo pero variando algunas condiciones.
- I. Repita el experimento, pero humedeciendo la lana de acero con vinagre, antes de introducirla en el tubo. Registre sus observaciones como en la actividad anterior.

- II. Compare los resultados de este experimento con los del anterior.
 - III. Arme un dispositivo semejante al de I pero sin agua. Cuando haya transcurrido el mismo tiempo que necesitó en el caso I, observe si la lana de acero sufrió cambios.
 - IV. Sumerja completamente un trozo de lana de acero, sin uso, dentro del agua contenida en un recipiente. Pasado un tiempo semejante al de I y III, observe si se produjeron cambios visibles.
 - V. Repita el experimento anterior pero usando agua previamente hervida y enfriada y tapando el recipiente. Registre sus observaciones.
 - VI. Deje un trozo de lana de acero mojado con agua, a la intemperie. Luego de un tiempo semejante al de I, observe si se produjeron cambios visibles.
 - VII. Analice los diferentes resultados y saque conclusiones. Señale cuáles fueron las variables que se controlaron en cada experimento, es decir qué condiciones se mantuvieron constantes, cuáles se fueron modificando y cómo influyeron en los resultados obtenidos.
11. A continuación le proponemos la realización de una serie de ensayos.
- a. Lea las indicaciones y, antes de realizar las actividades, imagínelas y trate de predecir lo que ocurrirá en cada caso. Utilice para ello las conclusiones que obtuvo en la actividad anterior, explicando sus razonamientos.
 - b. Luego realice los experimentos y corrobore si sus predicciones fueron adecuadas.
- I. Seleccione tres clavos de hierro iguales.
 - II. Sumerja uno de ellos en agua, con una capa de aceite sobre ella.
 - III. Coloque un segundo clavo en un recipiente con tapa, que tenga un material desecante. Puede ser un tubo de los que contienen las pastillas efervescentes de vitamina C o semejante, cuya tapa contiene un agente deshidratante.
 - IV. Ubique un tercer clavo en un tubo que contenga, en su parte superior, algodón húmedo.



Los diferentes ensayos que ha realizado le permitieron determinar la principal causa de la corrosión del hierro: el contacto con aire húmedo. Tener conocimientos de Química ayuda a aportar soluciones a un problema que nos afecta continuamente.



ACTIVIDADES

12. A partir de lo recién estudiado, usted puede pensar en algunos métodos que sirvan para evitar la corrosión de un objeto de hierro. Anótelos.
13. Busque información sobre la existencia de formas para evitar que los objetos de hierro se oxiden y compárelas con los que usted imaginó.
14. En los hospitales, el oxígeno, para los enfermos que lo necesitan, se almacena y se transporta en cilindros de hierro. Explique cómo es que esto es posible siendo que el hierro se oxida fácilmente.



Para ampliar sus conocimientos acerca de la presencia de la química en la vida diaria puede leer:

Edelsztein, Valeria (2011): *Los remedios de la abuela*. Colección “Ciencia que ladra”, Buenos Aires, Siglo XXI.



ACTIVIDADES INTEGRADORAS

15. Es hora de comprobar, si el agua de la pecera se encuentra en condiciones óptimas para que los peces continúen vivos. La mayoría de los peces en acuarios necesitan de agua con un valor de pH que oscile entre 6,8 y 7,2.



- I. Quien tiene una pecera, regularmente controla el pH del agua, humedeciendo una tira de papel indicador con esa agua.
 - a. ¿Qué cambios podrían observarse en la tira de papel?
 - b. Lo que observa en el papel, ¿le es útil para determinar el pH del agua?, ¿por qué?
 - c. El papel usado, ¿tiene alguna/s sustancia/s agregada/s?
 - d. La fenolftaleína, como indicador, se usa en solución alcohólica. Es una sustancia incolora en medio ácido y en medio neutro pero se torna de color rosa-fucsia en medio básico, ¿sería útil para medir el pH del acuario?, ¿por qué?
- II. Si por descuido, cae jugo de limón en el agua de la pecera.
 - a. ¿Qué ocurriría con el valor del pH de la solución acuosa?
 - b. ¿Cuál de las siguientes sustancias añadiría para restablecer el pH original? ¿Cloruro de sodio o bicarbonato de sodio? ¿Por qué?
- III. Si por error, cae soda cáustica en el agua de la pecera.
 - a. ¿Qué ocurriría con el valor del pH de la solución acuosa?
 - b. Si dispone de las mismas sustancias del punto anterior, ¿serviría alguna de ellas para restablecer el pH? ¿Por qué?

16. Lea detenidamente el fragmento de la siguiente noticia, publicada en un diario de Río Negro:

Murgic: la estructura era muy vieja

El ingeniero a cargo de la obra que se derrumbó, *Emilio Murgic*, explicó, en diálogo con Radio Seis, que el edificio no tenía estructura. “Nosotros estábamos haciendo remodelaciones adentro de una estructura metálica nueva”, sostuvo. En cuanto a las causas del derrumbe explicó que “según dijeron los muchachos, lo que se hundió aparentemente fue el piso, donde también se hicieron bases nuevas, porque este edificio tiene casi 60 años y no tenía estructura sismorresistente. Estábamos haciendo ese trabajo y no sabemos a causa de qué, ha ocurrido este derrumbe”. Insistió en que “es un edificio con una estructura de muchos años y mal hecha, porque técnicamente los hierros están mal colocados y demás”.

Afortunadamente los obreros se alertaron con el ruido y al rato cayó la estructura. “Esto no debería haber pasado, pero al ser una estructura tan vieja, el peligro está siempre latente”, concluyó.

Fuente: Diario Digital Interactivo, Bariloche 2000, 6 de diciembre de 2008.
[Consultado marzo de 2015]

- ¿Qué factores pudieron haber intervenido para que la estructura del edificio se derrumbara?
- ¿Una estructura metálica puede romperse, como consecuencia de la corrosión? ¿Por qué?
- En una parte de la nota, el ingeniero expresa: “es un edificio con una estructura de muchos años y mal hecha, porque técnicamente los hierros están mal colocados y demás”. ¿Le parece una afirmación precisa?
- ¿A qué se pudo deber el ruido que escucharon los obreros antes del derrumbe?
- Si una barra de hierro se oxida por estar al aire libre y en contacto con humedad, se “pica” y se recubre de un sólido rojizo, quebradizo y poroso, ¿el peso de la barra oxidada, es igual, mayor o menor, que el que tenía antes de oxidarse?, ¿por qué?
- ¿Qué recomendaciones les daría a los ingenieros que deben reconstruir la estructura, para que no se llegue a las mismas consecuencias?

- g. ¿Una estructura metálica expuesta al ambiente va teniendo los mismos cambios si se encuentra en una zona desértica de la Puna, en la selva de Misiones, o en la costa marina patagónica?
- Describe los cambios que se producirían en cada caso.
 - ¿A qué se deben esos cambios? ¿En qué se diferenciarían?
- h. En el texto se hace referencia a "...este edificio tiene casi 60 años y no tenía estructura sismorresistente".
- ¿A qué se refiere?
 - Intente explicar qué es una estructura sismorresistente.
 - La estructura de la vivienda en la cual vive, ¿es sismorresistente? Fundamente la respuesta.
17. Imagine que tiene que construir una casa y dispone de hierro, material plástico (PVC) y madera y debe tomar decisiones sobre los materiales a utilizar.
- ¿Cuál/es de los materiales mencionados podría/n arder?
 - ¿Cuál/es funden por acción del calor?
 - ¿Qué ventajas y qué desventajas tendría el hecho de construir las puertas de la casa con hierro? ¿Y con madera?
 - Actualmente casi el 50 % del PVC que se produce se utiliza en la industria de la construcción. ¿Qué ventajas ofrece el uso del PVC en la fabricación de los caños o tubos para el agua corriente?

PARA FINALIZAR

¿Recuerda las preguntas con que iniciamos este curso, en las Actividades 1 y 2? Le sugerimos releerlas y ver si sus respuestas ahora, con los conocimientos adquiridos, tienen algún cambio respecto del momento inicial.

Como dijimos en ese momento, es posible que haya cambiado de idea respecto de algunos temas que afectan su vida y la de los demás ciudadanos. En ese caso, la Química habrá contribuido a ampliar su visión del complejo mundo en que nos toca vivir.

BIBLIOGRAFÍA GENERAL

- Aldabe, Sara y otros (2005): *Química 1-Fundamentos*, Buenos Aires, Colihue.
- Bosack, Alejandro S y otras (2012): *Química-Combustibles y Procesos Industriales*, Buenos Aires, Santillana.
- Bosack, Alejandro y otros (2002): *Química*, Buenos Aires, Puerto de Palos.
- Bulwik, Marta y otros (2007): *Físico Química ES. 2*, Buenos Aires, Tinta Fresca.
- Bulwik, Marta y otros (2009): *Físico Química ES. 3*, Buenos Aires, Tinta Fresca.
- Calcagno, J. y Lovrich, G. (2004) *El mar. Hizo falta tanta agua para disolver tanta sal*. Colección "Ciencia que ladra", Buenos Aires, Siglo XXI.
- De Florian, Daniel (2006): *Una expedición al mundo subatómico*. Colección "Ciencia joven", Buenos Aires, Eudeba.
- Edelsztejn, Valeria (2011): *Los remedios de la abuela*. Colección "Ciencia que ladra", Buenos Aires, Siglo XXI.
- Medina-Valtierra J y col. (2002): "Otra analogía para definir el equilibrio químico", en *Revista Mexicana de Ingeniería Química*, Vol.1 pág. 81-84.
- Timberlake Karen C. y otro (2008): *Química*, México, Pearson Educación.
- Vidarte, Laura (1997): *Química*, Buenos Aires, Plus Ultra.

PÁGINAS WEB

- concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/aconstruir.htm
- www.alimentos.org.ar
- www.bnm.me.gov.ar/e-recursos/sitios_interes/portales_educativos.php
- www.educaplan.org/index.php?mcid=3&PHPSESSID=6aff2bcde67e9503ad842998ad1b8cbc
- explora.educ.ar/wp-content/uploads/2010/03/CSNAT07-La-ciencia-de-materiales1.pdf
- www.softonic.com/s/simulador-tabla-periodica
- www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml__get__cbf7f20f-c857-11e0-8368-e7f760fda940/index.htm
- www.unizar.es/actividades_fq/oxidacion_oxigeno/actividad.pdf

Todas las páginas citadas fueron consultadas en marzo de 2015.

PROGRAMAS DE TV Y VIDEOS DE DIFUSIÓN CIENTÍFICA

Programa EXPLORA Ciencias Naturales. Educ-ar. Buenos Aires.

- Materiales2
www.youtube.com/watch?v=oNNtFxF1RVg
- Materiales3
www.youtube.com/watch?v=1u5ul__TfvY

Videos de Química del Canal Encuentro-Proyecto G.

- Catalizadores
www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=100458
- La ciencia del agua
www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=100464
- pH y equilibrio ácido-base
www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=111634

CRÉDITOS DE IMÁGENES

Página 6
Archivo Ministerio de Educación

Unidad 1

Página 10
(Izquierda) Página 12
(Centro) Archivo Ministerio de Educación
(Derecha) Archivo Ministerio de Educación

Página 11
(Arriba izquierda) Archivo General de la Nación
(Arriba derecha) Ilya Plekhanov
(Abajo izquierda) Martinas Angel
(Abajo derecha) werktuigendagen

Página 12
(Izquierda) Archivo Ministerio de Educación
(Derecha) Inta Informa

Página 21
Archivo Ministerio de Educación

Página 22
Archivo Ministerio de Educación

Página 28
(Arriba) Secretaría de Turismo de la Nación
(Abajo) Archivo Ministerio de Educación

Página 29
Archivo Ministerio de Educación

Página 30
Archivo Ministerio de Educación

Página 31
Archivo Ministerio de Educación

Página 38
Aguas y Saneamientos Argentinos S.A.

Unidad 2

Página 45
Archivo Ministerio de Educación

Página 46
Archivo Ministerio de Educación

Página 47
(Izquierda) Grabado de William Henry Worthington sobre un cuadro de Joseph Allen para el libro *John Dalton and the Rise of Modern Chemistry* de Henry Roscoe.
(Derecha) Dibujo de C. Sentier, Torino, 1856.

Página 48
Mariana Capponi

Página 53
George Grantham Bain Collection (*Library of Congress*)

Página 54
(Arriba) Instituto Cinematográfico de Dinamarca
(Abajo) Robertson. *Smithsonian Institution from United States*

Página 63
AngMoKio / 宏茂侨

Unidad 3

Página 82
Simon Pierre Barrette.

Página 85
Bengt Nyman

Página 94
Archivo Ministerio de Educación

Unidad 4

Página 97
(Arriba izquierda) Chemicalinterest
(Abajo izquierda) LearningLark
(Arriba derecha) Photobucket
(Abajo derecha) Guillermo Lopez Lopez / aerowilone

Página 98
Archivo Ministerio de Educación

Página 100
Archivo Ministerio de Educación

Página 117
YPF

Página 121
Nino Barbieri

Página 124
Archivo Ministerio de Educación

Página 131
Archivo Ministerio de Educación

Página 139
Archivo Ministerio de Educación

Unidad 5

Página 143
(Arriba izquierda) Steven Depolo
(Arriba derecha) Andreas Praefcke

Página 151
Archivo Ministerio de Educación

Unidad 6

Página 156
Archivo Ministerio de Educación

Página 160
Bordercolliez

Página 162
UC Davis ChemWiki

Página 164
Horia Varlan

Página 165
Archivo Ministerio de Educación

Página 166
Archivo Ministerio de Educación

Tabla Periódica de los elementos

Período

1

2

3

4

5

6

7

1
IA

2

IIA

3

IIIB

4

IVB

5

VB

6

VIB

7

VIIB

8

9

VIIIB

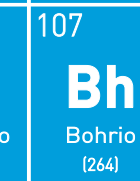
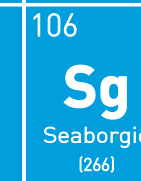
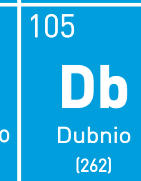
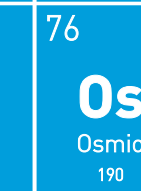
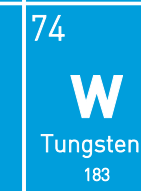
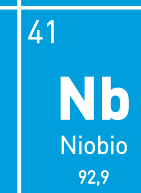
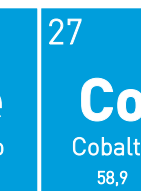


Número atómico

Símbolo

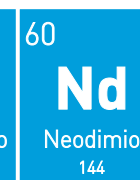
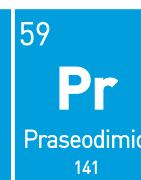
Nombre

Masa atómica en u



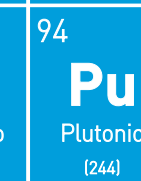
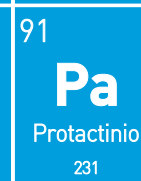
Lantánidos

6



Actínidos

7



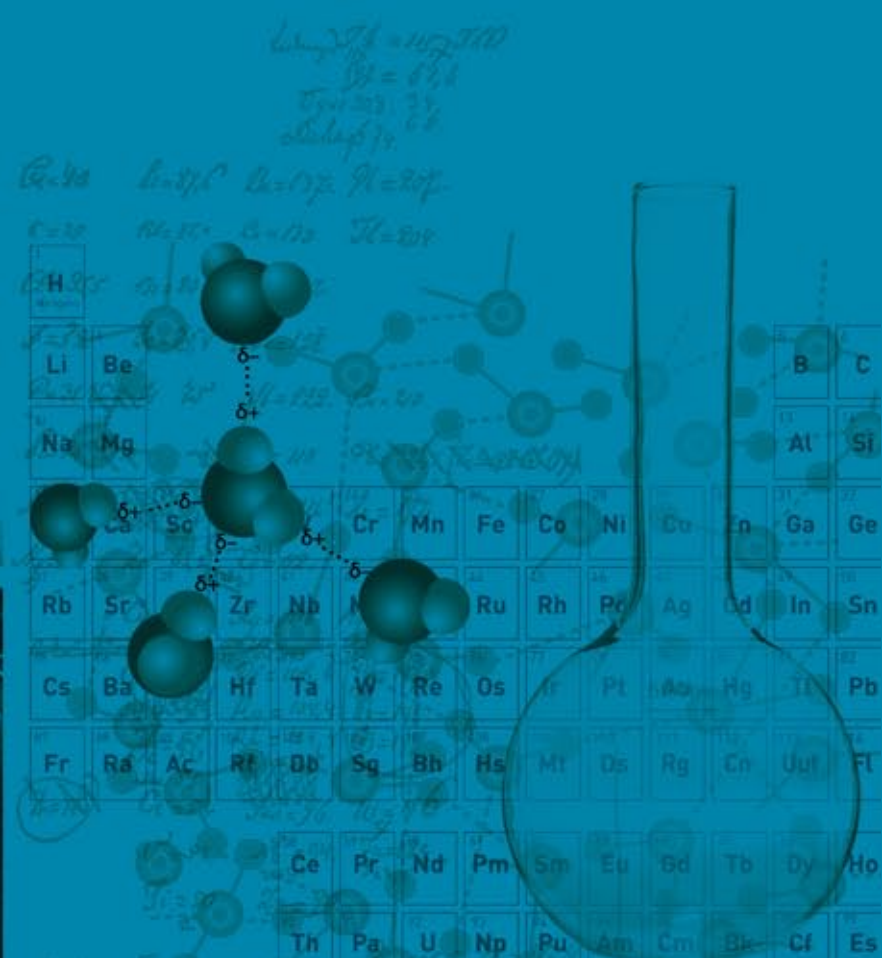
										18
										0
										2
										He Helio 4,00
										10
										Ne Neón 20,1
										18
										Ar Argón 39,9
										36
										Kr Kriptón 83,8
										54
										Xe Xenón 131
										86
										Rn Radón (222)
										118
										Uuo Ununoctium
										110
										Ds Darmstadio (281)
										111
										Rg Roentgenio (272)
										112
										Cn Copernicio (285)
										113
										Uut Ununtrium
										114
										Fl Flevorio (287)
										115
										Unp Ununpentium
										116
										Lv Livermorio (292)
										117
										Uus Ununseptium
										118
										Uuo Ununoctium
										63
										Eu Europio 151
										64
										Gd Gadolinio 157
										65
										Tb Terbio 158
										66
										Dy Disprosio 162
										67
										Ho Holmio 164
										68
										Er Erbio 167
										69
										Tm Tulio 168
										70
										Yb Iterbio 173
										71
										Lu Lutecio 174
										95
										Am Americio (243)
										96
										Cm Curio (247)
										97
										Bk Berkelio (247)
										98
										Cf Californio (251)
										99
										Es Einsteinio (252)
										100
										Fm Fermio (257)
										101
										Md Mendelevio (258)
										102
										No Nobelio (259)
										103
										Lr Laurencio (262)

Elementos en nuestra vida

Nº atómico	Nombre y símbolo	Descubrimiento	Datos interesantes
1	Hidrógeno, H	Cavendish <i>Inglaterra, 1766</i>	Elemento más abundante en el Universo (Sol y estrellas). Se usa en la industria del amoníaco; en refinado de petróleo. Se lo considera el combustible del futuro: $(\text{H}_2 + \text{O}_2 > \text{H}_2\text{O} + \text{energía})$
27	Cobalto, Co	Brandt <i>Suecia, 1735</i>	Se usa en catalizadores, en la industria química y petroquímica; colorantes de vidrios y cerámicos; el isótopo 60, radioquímico para el cáncer.
33	Arsénico, As	Alberto Magno <i>Alemania, 1250</i>	Presente como impureza en el silicio, forma diodos semiconductores; se usa en acumuladores.
88	Radio, Ra	Pierre y Marie Curie <i>Francia, 1898</i>	Se usa en medicina para tratamiento de tumores y en la búsqueda de pozos petroleros.
75	Renio, Re	Noddack y Tacke (esposos) <i>Alemania, 1925</i>	Por ser escaso, se usa en pequeña escala: cataliza (Pt/Re) la producción de naftas sin plomo; endurece metales sometidos a fricción (partes de jet).
80	Mercurio, Hg	Conocido desde la antigüedad	Se usa en pilas de larga duración (Hg—Cd , Hg—Zn); alumbrado público y lámparas fluorescentes; termómetros, interruptores, iluminación submarina.
78	Platino, Pt	Antonio de Ulloa <i>Colombia, 1736</i>	Usado en los convertidores catalíticos; en joyería; aleado con Al, en turbinas de jet.
23	Vanadio, V	Andrés M. del Río <i>México, 1801</i>	Aditivo del acero, para aumentar resistencia a la corrosión; usado para turbinas de jet, resortes, pistones (V—Al).
94	Plutonio, Pu	Seaborg, McMillan, Kennedy y Wahl <i>Berkeley, EEUU, 1940</i>	Se usa en armas nucleares y reactores. El óxido $^{238}\text{PuO}_2$ da energía eléctrica portátil de larga duración para marcapasos y misiones espaciales (Apolo, Pioneer y Voyager).

Las masas atómicas indicadas entre paréntesis corresponden a elementos muy inestables y son valores aproximados, esto es, valores que aún no fueron determinados con precisión.

Para los nuevos elementos químicos, se utiliza un sistema de denominación sistemático, en forma temporal hasta que se llega a un acuerdo sobre un nombre permanente. También se utiliza para elementos cuya existencia aún es desconocida, por ejemplo, el nombre provisorio y el símbolo para el que correspondería al número atómico 118 es: 1 (un) + 1 (un) + 8 (oct) + ium = ununoctium (Uuo).



**Presidencia
de la Nación**